

J. PUUSTALU

Ins.-keem.

KEEMIA ÕPPERAAMAT

TOOSTUSKESKKOOLIDELE



KIRJASTUS K.-ÜHING «OSKUSRAAMAT»

TALLINN 1940

J. PUUSTALU

Ins.-keem.

KEEMIA

ÕPPERAAMAT

TÖÖSTUSKESKKOOLIDELE

Enne raamatu käsitamist palutakse parandada järgmised vead.

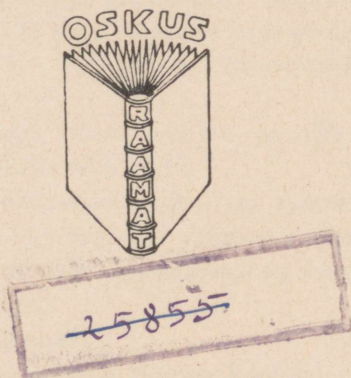
Lk.	Rida	On trükitud	Peab olema
17	5 ülalt	2 0/0	0,2 0/0
18	7 alt	Loduses	Looduses
28	10 ülalt	(s Cuprum)	(s. Cuprum)
30	7 „	hapete mõjul siniseks.	hapete mõjul punaseks ja aluste mõjul sini- seks.
36	16 alt	süsi on taandunud vaseks.	süsi on vaskhappendi taandanud vaseks.
38	5 „	tahkde	tahked
66	17 ülalt	NH ₄ ON	NH ₄ OH
78	4 „	CaCO ₃	CaCO ₃
78	7 alt	Ca(HCO ₃) ₂	Ca(HCO ₃) ₂
80	13 ülalt	MgCO ₃	MgCO ₃
83	7 „	2 Fe (raud)	2 Fe (raud)
94		Joon. 27. on ümber- pöördukt	
105	16 alt	õpuks	lõpuks
106	15 ülalt	C ₃ H ₅ (OH) ₃	C ₃ H ₅ (OH) ₃

J. PUUSTALU

Ins.-keem.

KEEMIA ÕPPERAAMAT

TOOSTUSKESKKOOLIDELE



KIRJASTUS K.-UHING «OSKUSRAAMAT»

TALLINN 1940



2-61002

A-11607

Eessõna.

Käesolev «Keemia õpperaamat tööstuskeskkoolidele» on katseks koostada eelnimetatud koolidele nende nõuete kohast keemia õpikut.

Aluseks on võetud üldjoontes tööstuskeskkoolide keemia õppekava projekt, mida on täiendatud kivimite, orgaaniliste ainete ja elektrokeemia käsitlemisega.

Aine käsitlemisel on põhimõtteks koos keemiliste nähtuste ja põhimõistete selgitamisega tutvustada ühtlasi nende kasutamist. Igapäevases elus ja tehnikas esineb tihtigi keemilisi nähtusi, mille põhjustest ja tagajärgedest iga oskustööline teadlik peaks olema, et neid oleks võimalik kasutada.

Aine käsitus on kirjeldava iseloomuga ja kokkuvõtlik, et kergendada õpilastele aine omandamist. Katseid on õpikus otseselt kirjeldatud vähesel arvul. See on osalt tingitud õppevahendite ja -ruumide puudulikkusest paljudes tööstuslikes koolides, mis ei võimalda kõiki vajalikke katseid demonstreerida. Teisest küljest jääb ka õpetajale suurem metoodiline vabadus aine käsitlemisel.

Vähema tähtsusega küsimused on peenkirjas käsitletud, milliseid õpetaja vahele võib jätta.

Kui esimesel selletaolisel õpikul on raamatul arusaadavalt mitmesuguseid puudusi, mis ilmnevad alles kasutamisel.

Käesoleva õpperaamatu koostamisel on kasutatud peamiselt järgmist kirjandust:

I. Forsman – «Kemias».

O. S. Kiesel – «Katseline keemia koolidele».

A. Veiderma – «Keemia ja mineraloogia».

Prof. Dr. O. Schmidt – «Chemie für Techniker».

Dr. H. Wagner – «Lehrbuch der Chemie für Maschinenbauschulen».

M. Venema — «Tennika käsiraamat».

Hübners — «Geographisch-statistische Tabellen».

Sisuliselt vaatasid raamatu käsikirja läbi nõunik hr. m
Joh. Talts, Tallinna Tütarl. Kommertsgümn. dir. hr. A. Veider
ja Riigi Tööstuskeskkooli keemiaõpetaja hr. I. Köstner, kel
dele avaldan suurimat tänu asjalikkude nõuannete ja märku
eest. Raamatu keelelise korrigeerimise eest avaldan tänu Võ
Ühisgümnaasiumi eesti keele õpetajale hr. K. Hermlin

Võrus, jaanuaris 1940.

J. Puustalu.

1. Füüsikalised ja keemilised nähtused.

Igal pool endi ümber näeme mitmesuguseid kehi, näit. laud, kriit, nael, pliiats, nuga jne.

Iga füüsiline keha koosneb ühest või mitmest ainest, näit. laud puidust, nael rauast, pliiats puidust ja grafiidist, nuga rauast ja puidust jne.

Kehade ja ainetega sünnib sageli muutusi, näit. pliiats kukub põrandale, nael paindub kõveraks, vesi keeb, vaha sulab, tikk põleb, raud roostetab, sool lahustub vees jne.

Pliiatsi kukkumisel, naela paindumisel, tiku murdumisel jääb aine endiseks; veeauru ja sula vaha jahtudes endise temperatuurini veeaur veeldub ja vaha hangub; aurutades soolalahusest vee, jääb järele sool. Tiku põlemisel kaob puitaine, muutudes gaasilisiks aineiks ja tuhaks; raua roostetamisel muutub raud kollakaks aineks – roosteks.

Nähtusi, mille juures aine jääb endiseks või muutub endiseks, kui aine viiakse endistesse tingimustesse, nimetatakse füüsikalisteks nähtusteks ja neid käsitletakse füüsikas. Neid nähtusi, mille tagajärjel aine muutub ja jääb oma koostiselt ja omadustelt teissuguseks, nimetatakse keemilisteks nähtusteks. Neid nähtusi käsitletakse lähemalt keemias.

Keemilised ja füüsikalised nähtused on sageli üksteisega kaasaskäivad, näit. kui tina sulatada, tekib tina pinnale valge aine, mis ei muutu jahtudes tinaks. Sageli on füüsikalised ja keemilised nähtused õige sarnased, näit. sool lahustub vees ja raud soolhappes. Vett ära aurutades saame soola tagasi, soolhapet aurutades ei saa tagasi rauda, vaid kollaka soola. Ühel juhtumil on tegemist füüsikalise nähtusega, teisel juhul keemilise nähtusega.

Aineil, millest kehad koosnevad, on rida mitmesuguseid erinevaid omadusi. Need on näit. agregaatolek (tahke, vedel, gaasiline), värvus, läbipaistvus, erikaal, sulamistäpp, keemistäpp, soojuse- ja elektrijuhtivus, aine kõvadus, haprus, sitkus jne. Neid nimetatakse üldiselt füüsikalisteks omadusteks, sest neid käsitletakse füüsikas.

Nende omaduste kaudu on võimalik aineid ära tunda ja üksteisest eraldada. Mida rohkem mõne aine omadusi tunne-
neme, seda kindlamini võime teda muude ainete hulgast ära tunda. Aine määramiseks on vajalik nii palju iseloomustavaid omadusi üles lugeda, et teda ei saa enam teistega vahetada. Näit. tina kindlaks määramiseks on vähe, kui ütelda, et see on valge, läikiv, keskmise kõvadusega metall. Selliseid metalle on mitmeid. On vajalik teada veel erikaal, sulamistäpp jm.

2. Mehaaniline segu ja keemiline ühend.

Ühtedest ja samadest ainetest võib saada mehaanilise segu või keemilise ühendi. Võtame näiteks raua viilipuru ja pulbrilist väävlit. Tutvume esiti nende omadustega. Rauapuru on värvilt hall; vees vajub põhja ja ei lahustu; väävelsüsinikus ei lahustu; soojendamisel katseklaasis ei sula; soolhapet peale valades lahustub, eraldades lõhnata gaasi, mis põleb; magnet tõmbab ligi. Väävel on valkjaskollane; vette raputades jääb vee pinnale ujuma, ei lahustu; väävelsüsinikus lahustub; soojendamisel katseklaasis sulab; soolhape ei mõju väävlile. Põlema süüdatult põleb, tekitades teravalõhnalist gaasi; magnet ei tõmba väävlit ligi.

Segades uhmris rauapuru ja väävlit, saame hallika pulbri. Seda luubi all vaadeldes võib ära tunda tumedaid raua- ja kollakaid väävliosakesi. Magneti abil võib sellest pulbrist eraldada rauapuru ja järele jääb väävel. Pulber vette raputatud, vajub viilipuru põhja, kuna väävel jääb pinnale ujuma. Valades osa segule soolhapet, lahustub rauapuru nagu ennegi ja väävel jääb järele. Väävelsüsinikus lahustub segust väävel, kuna rauapuru langeb põhja.

Neist katseist näeme, et saadud segus segatud ained, raud ja väävel, on säilitanud oma omadused ning neid on võimalik eraldada mõningail tingimustel. Sellist kahe või rohkema aine segamisel saadud ainet, milles on võimalik algaaineid ära tunda või mehaaniliselt eraldada, nimetatakse mehaaniliseks seguks. Segatavaid aineid võib võtta igasuguses vahekorras.

Valmistame nüüd uuesti samadest aineist segu kindlas kaalulises vahekorras, võttes rauda 7 kaaluosa ja väävli 4 kaaluosa. Soojendame segu katseklaasiga tulel, kuni see alt hõõguma hakkab, siis lõpetame soojendamise. Hõõgumine kestab ka pärast kuumutamist mõne aja iseenesest.

Pärast jahtumist purustame katseklaasi ja vaatleme saadud ainet. See on kõva must aine. Lähemal vaatlemisel ei leidu selles raua- ega väävliosakesi. Magnet ei tõmba teda ligi. Peenendatult langeb ta vees ja väävelsüsinikus põhja, ei lahustu kummaski. Valades soolhapet peale, tekib halvalõhnaline gaas – väävelvesinik (mädamuna lõhn).

Et saadud aine on ühtlane ja tema omadused erinevad raua ja väävli omadustest, võime järeldada, et rauast ja väävlist on tekkinud kuumutamisel sootuks uus aine. Keemias nimetatakse seda ainet väävelrauks.

Sellist ainet, mis on tekkinud kahe või rohkema aine ühinemisel, kusjuures need ained on kaotanud oma omadused, nimetatakse keemiliseks ühendiks.

Väävel ja raud ühinevad väävelrauas kindlas kaalulises vahekorras. Kui võtta eelmises katses rauda või väävli rohkem nimetatud vahekorrast, siis jääb rohkemvõetud aine ühinemisel vabaks. Väävelrauas on alati 7 kaaluosa rauda ühinenud 4 kaaluosa väävliga.

3. Keemilised reaktsioonid.

Keemiliste nähtuste juures on tegemist aine muutumisega; neid nimetatakse üldiselt keemilisteks reaktsioonideks. Nii toimus keemiline reaktsioon eelmisel katsel rauapuru ja väävli ühinemisel uueks aineks – väävelrauaks. Kuna siin toimus kahe aine ühinemine, nimetatakse seda ühinemisreaktsiooniks.

Kui kuumutada katseklaasis punast elavhõbehapendit, siis väheneb võetud aine, kuna katseklaasi seinad muutuvad algul tuhniks, pärast peeglitaoliseks. Katseklaasi hõõguvat peergu pistes lööb see heledalt põlema. Katseklaasi on tekkinud nähtavasti mingi gaas, mis põlemist soodustab (hapnik). Katseklaasi seintel olevat ainet hõõrudes koguneb see tilkadeks, milles tunneme elavhõbedat. Siin lagus tahke elavhõbehapend vedelaks elavhõbedaks ja gaasiliseks aineks. Kuna siin võetud aine lagus kaheks aineks, nimetatakse tekkinud reaktsiooni lagunemisreaktsiooniks.

Kui segada 4 kaaluosa punast kinnaveri (väävelelavhõbe) 1 kaaluosa peenikese rauapuruga ja katseklaasis kuumutada, koguneb katseklaasi seintele eelmisest katsest tuntud elavhõbedat kiht. Katseklaasi põhjas olev segu on muutunud värvilt mustaks aineks, milles lähemal uurimisel võib kindlaks teha juba tuntud väävelraua. Elavhõbe oli väävelelavhõbedat koostisosaks. Rauapuru on kadunud, on astunud nähtavasti keemilisse ühendisse väävliga, tõrjudes elavhõbedat välja. Sellist reaktsiooni, kus üks aine astub teise asemele ühendisse, nimetatakse asendusreaktsiooniks.

Kõige sagedamini esinev ja tähtsam keemiline reaktsioon on harilik põlemine. Kui süütame tiku või küünla põlema, siis näeme, et puitaine või steariin põlemisel hävineb. Siin nähtavaid aineid ei teki (peale vähese tuha tiku põlemisel). Võib olla tekib gaasilisi aineid?

Imeme põlemisel tekkivaid gaase leegi kohale asetatud lehtri abil läbi selge lubjavee, siis muutub see valgeks ja sogaseks. Puhast õhku läbi lubjavee juhtides jääb see selgeks. Järelikult tekib põlemisel gaasiline aine, mis lubjavees valge sademe

tekitab. Keemias nimetatakse seda ainet süsihappegaasiks. Kui hoida väikese tuleleegi kohal külma klaasi või poleeritud pinnaga metallet, siis tekib sellele veeudu. Sellest järel-dame, et küünla või tiku põle-misel tekib ka vesi.

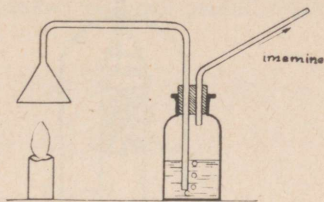
Kui süüdata väävel põle-ma, siis põleb see nõrga sinise leegiga, tekitades terava lõh-naga väävlisgaasi.

Magneesium põleb süü-datult heleda valgusega, kus-juures tekib valge pulber – põletatud magneesia.

Kokkuvõttes näeme, et keemilise reaktsiooni puhul võetud ainete esialgsed omadused kao-vad ja asemele tekivad uued ained, millede omadused võetud ainete omadustest erinevad.

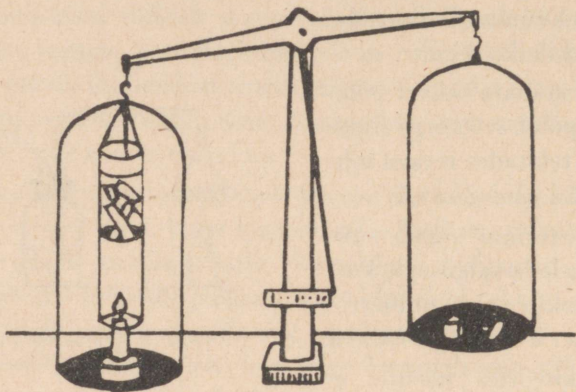
Kuidas muutub aine hulk keemilistel reaktsioonidel? Kui kaalume väävelraua valmistamiseks võetud raua ja väävli segu enne reaktsiooni ja reaktsioonil tekkinud ainet, leiame, et kaal on samaks jäänud. Elavhõbehapendi lagumisel on aine kaal vähene-nud; siin tekkis gaasiline aine, mis lendus. Kinnaveri ja rauapuru segu reageerimisel jääb kaal endiseks. Küünla põledes tasa-kaalustatud kaalukaasil tõuseb see kaalukauss, kus asetseb küünal, kõrgemale; tähendab küünlaaine väheneb põlemisel, nagu seda juba silmaga võib näha.

Asetame kaalule tule kohale naatronlubjaga ja kloorkaltsiumiga (need ained seovad süsihappegaasi ja vett) täidetud toru, millest põlemisel tekkinud gaasid peavad läbi minema, siis muutub tasakaalustatud kaalu see pool raskemaks, millel küünal põleb. Seega põlemisel tekkinud ainete kaal on suu-rem ärapõlenud küünla kaalust, kuna põlemisel küünlaaine ühines õhuhapnikuga. Paneme küünla kaalule mahuka klaas-kupli alla põlema ja korraldame katse nõnda, et õhk kupli alt välja ega sisse ei pääse, siis tuli kustub varsti, ent kaal



Joon. 1. Põlemisel tekib süsihappegaas.

jääb muutumatuks. Võime teha järelduse, et põlemisest osavõtivate ainete kaal jääb põlemisel endiseks.



Joon. 2. Kaalukauss põleva küünlaga vajub allapoole.

Täpsete katsete abil on tõestatud, et keemilistel reaktsioonidel neist osavõtivate ainete üldkaal jääb muutumatuks. Seega keemilistel reaktsioonidel aine hulk (kaal) ei suurene ega vähene, kuigi see mõnel puhul nii näib. Aine hulk on jääv. See on üks looduse põhiseadusi.

4. Õhk. Õhu koostis.

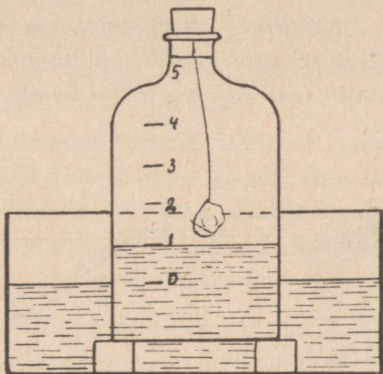
Õhk on maakera ümbritsev gaasiline aine. Õhku ei saa näha, katsuda ega maitseada. Õhu olemasolus veendume õhu liikumise ja -surve, hingamise ja põlemise abil.

Vanasti peeti õhku ühtlaseks keemiliseks aineks. Hiljem selgitati, et õhk on mitme gaasi mehaaniline segu. Selles võib veenduda põlemiskatsete abil.

Kui asetada põlevale küünlale klaasnõu kummuli peale või pista põlev peerg tühja pudelisse, siis muutub tuleleek vähe- maks ja kustub viimaks. Kui panna põleva küünla peale lambi- klaas lauale püsti, kustub tuli samuti. Kui aga lambiklaasi alt lahti hoida, nii et värsket õhku tulele juurde pääseb, põleb

tuli edasi. Sellest järeldub, et põlemisel on vajalik värske õhu juurdepääs. Vastasel korral kustub tuli. Seda nähtust arvestatakse ahjude, pliitide ja teiste küttekollete ehitamisel ja kütmisel ning petroolilampide konstruktsioonide juures.

Õhu osavõttu põlemisel selgitab järgmine katse: lamedasse lubjavett sisaldavasse nõusse asetatakse põhjata pudel. Pudelisse pistetakse piiritusega niisutatud ja põlema süüdatud vatitopp traadi abil ja suletakse pudel kiiresti korgiga. Tuli kustub õige pea. Põlemise ajal vesi langeb (soojad gaasid paisuvad), pärast tõuseb kõrgemale esialgsest seisust, täites lõpuks pudeli ligi $\frac{1}{5}$ võrra, kuna tekkinud süsihappegaas lahustub lubjavees, tekitades seal sade-me. See näitab osa õhu äratarvitamist põlemisel.



Joon. 3. Õhu tarvitamine põlemisel.

Paremini näitab seda kollase fosfori põlemine samadel tingimustel. Fosforitükike asetatakse veel ujuvasse kausikesse ja süüdatakse hõõguva traadiga.

Seega ühineb osa õhku põlemisel põlevate ainetega keemiliselt. Nii on seletatav ka ühel eelmisel katsel ilmnenud nähtus, kus küünla põlemisel tekkinud ja kinnipüütud põlemis-saaduste kaal oli suurem põleva küünla kaalu vähenemisest. Samuti, kui põletada kaalutud magneesiumilinti, on põlemisel tekkiv valge «põletatud magneesia» raskem võetud magneesiumilindist.

Valame anumasse (joon. 3.) vett niipalju juurde, et ta oleks ühel kõrgusel pudelis oleva veega. Kui nüüd samasse pudelisse pista põlev peerg või vatitopp, kustub see kohe, mis näitab, et ülejäänud õhk ei kõlba põlemiseks.

Seda osa õhust, mis põlemisest osa võtab, nimetatakse hapnikuks. Teist osa õhust, mis põlemi-

seks ei kõlba, nimetatakse lämmastikuks. Täpsemad katsed näitavad, et õhus leidub mahu järgi hapnikku 21 0/0, lämmastikku 78 0/0 ja teisi gaase umbes 1 0/0.

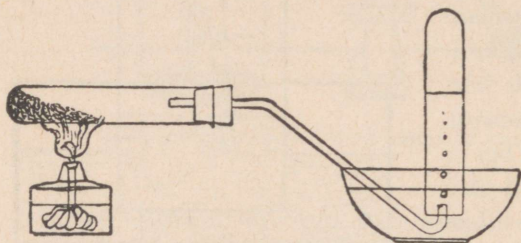
1 liiter õhku 0° juures ja harilikul rõhumisel kaalub 1,29 g.

5. Hapnik.

Saamine. Puhtal kujul saadakse hapnikku mõnede ainete lagumisel, mis sisaldavad hapnikku keemiliselt seotult. Hõlpsamini saadakse hapnikku Berthollet' soola ja pruunkivi (man-

gaanülihapendi) segu kuumutamisel katseklaasis.

Eralduv hapnik juhitakse toru abil veenõusse kummuli asetatud ja veega täidetud katseklaasi, kust ta tõrjub vee välja.



Joon. 4. Hapniku saamine.

Omadused. Hapnik on värvita, lõhnata ja maitseta gaas, õhust vähe raskem (1,1 korda). 1 liiter hapnikku kaalub 0° juures ja harilikul rõhumisel 1,43 g.

Hapniku keemilisi omadusi selgitavad järgmised katsed:

Kui hapnikuga täidetud purki pista hõõguva söega peerg, süttib see heledalt põlema. Kui peerg välja võtta, kustutada ja hõõguva söega uuesti sisse pista, kordub põlema süttimine ja põlemine, kuid lõpuks kustub tuli. Samuti kustub põlev peerg uuesti purki pistes. Järeldame, et purgis olev hapnik tarvitati põlemisel ära samuti, nagu põlemisel klaaspudelis. Kuid mis tekkis põlemisel hapniku asemele?

Kui valada sellesse purki selget lubjavett ja tublisti loksutada, muutub vesi sogaseks. See näitab süsihappegaasi tekkimist peeru põlemisel hapnikus samuti kui õhus. Kuivas hapnikupurgis peergu põletades võib märgata, et purk muutub seest higiseks, mis näitab ka vee tekkimist.

Kui panna teise hapnikupurki lusikaga väävlit, mis õhus põleb nõrga sinaka leegiga, lööb see hapnikus heledama leegiga põlema ja tekitab terava lõhnaga väävligaasi. Purki valatud ja loksutatud vesi omandab hapuka maitse ja värvib sinise lakmuspaberi punaseks.

Kui spiraali keeratud raudtraadi otsa tükk korki või taela kinnitada, see põlema süüdata ja hapnikuga täidetud purki pista, süttib põleva korgi leegist ka raudtraat ja põleb sädemeid pildudes. Seejuures kukuvad traadi küljest hõõguvad kuulikesed alla, mis jahtunult on kõvad ja mustad (koosnevad raudhapendist). Õhus ei sütti traat põlema.

Neis katseis nägime, et põlemine toimus hapnikus palju intensiivsemalt kui õhus. Kõigis katseis põles võetud aine ära ja asemele tekkis uus aine. Kõigis katseis kadus hapnik põlemisel. Sellest järeldus, et hapnik põlemisel ühines võetud ainetega, tekitades uusi aineid.

Ainete ühinemist hapnikuga nimetatakse hapendumiseks ehk oksüdeerumiseks. Seejuures tekkivaid ühendeid nimetatakse hapendeiks ehk oksüüdideks. Süsi, väävel ja raud ühinesid põlemisel hapnikuga; tekkinud süsihappegaas, väävligaas ja raudhapend on kõik hapendid ehk oksüüdid.

Neist katseist järeldame, et hapnikul on tung ühineda teiste ainetega. Puhtas hapnikus toimub ühinemine palju energilisemalt kui õhus. See on tingitud sellest, et õhus on hapnik lahjendatud lämmastikuga.

Põlemine ja hapendumine. Samuti kui peeru, väävli ja raua põlemine hapnikus oli nende ainete ühinemine hapnikuga, on ka harilik puu, küünla, petrooli jne. põlemine õhus nende ainete ühinemine õhus leiduva hapnikuga.

Põlemisel tekib suuremal määral soojust ja seoses sellega valgust.

Ka metallid võivad põleda (hapenduda), nagu nägime raudtraadi põlemisel hapnikus.

Tules kuumutamisel võib peenike rauapuru põleda sädemeid pildudes ka õhus. Magneesiumilint põles õhus hästi. Suu-

remalt osalt toimub metallide põlemine (hapendumine) aga pikkamööda. Raua kuumutamisel kattub see tumeda raudhapendi kihiga. Samuti kattub vasktraat kuumutamisel musta korraga – vaskhapendiga. Tina sulatamisel tekib sellele valkjastinahapendikiht.

Paljud ained hapenduvad ka harilikul temperatuuril pikkamööda, ilma märgatava soojuse tekkimiseta. Nii plii värske lõikepind tuhmub varsti pliihapendi tekkimise tõttu. Samuti tuhmuvad hapendumise tõttu näit. tsingist ja alumiiniumist esemed. Ka raua roostetamine on hapendumine, kus tekivad raudhapend veega keemiliselt ühinedes tekitab rauarooste.

Ka orgaaniliste ainete kõdunemisel toimub hapendumine, kuna osa aineid ühineb hapnikuga. Siin võib tihti märgata soojuse tekkimist, näit. mürjad heinad lähevad kuumaks; sõnnikulavades sõnnik mädanedes tõstab lava temperatuuri; töökodades õlised (eriti värnitsased) kaltsud võivad hapendumise tagajärjel kuumenedes iseenesest põlema süttida, samuti peenike kivisüsi suurtes kogustes.

Hapendumiseks on vajalik hapniku juurdepääs. Kui näiteks kuumutada vaskplekki hästi kokkumurtult, jäävad sisenemised pinnad puhtaks. Kui katta raudesemed värviga või õliga, siis ei roosteta need.

Hapniku leidumine. Õhus leidub hapnikku mahu järgi 21 %, olles segatud teiste gaasidega. Keemiliselt seotuna on hapnik tähtsamaks koostisosaks paljudes anorgaanilises (eluta) ja orgaanilises (elavas) looduses leiduvais aineis.

Tehniline saamine ja kasutamine. Tehnilises ulatuses saadakse hapnikku õhust selle vedeldamise teel. Füüsikast teame, et gaase on võimalik suure rõhu ja madala temperatuuri mõjul vedelaks muuta. Harilikul rõhul vedeldub õhk umbes – 200 ° juures, 40 at rõhul – 143 ° juures. Vedelat õhku lastakse rõhku vähendades aurata; seejuures aurab eeskätt lämmastik, mille keemistäpp madalam on, kuna hapnik jääb järele. Vedel hapnik on sinakas läbipaistev vedelik.

Hapnikku saadakse tehnikas ka vee elektrolüüsil (vt. Vesinik). Hapnik saadetakse müügile terasballoonides kokkusurutud (60 – 150 at rõhu all) gaasina.

Kuna hapnik võimaldab põlemisel saavutada palju kõrgemat temperatuuri kui õhk, siis kasutatakse teda tehnikas kõrge temperatuuri saamiseks, nagu metallide autogeeniliselt keevitamisel ja raskelt sulavate metallide ning ainete sulatamisel. Peale selle kasutatakse hapnikku allveelaevades, tuukritöödel, gaasikaitse töödel ja õhusõidukeis hingamiseks ning arstiteaduses uppunute ja gaasiga mürgitatute elustamisel. Vedelat hapnikku kasutatakse lõhkeainena.

Hapniku toime looduses. On tuntud tõsiasi, et hingamiseks on õhk mõõdapääsematult vajalik. Õhu puudusel lämbuvad loomad ja inimesed. Aktiivne toime hingamisel õhu osaineist on hapnikul.

Täpsemad katsed on näidanud, et väljahingatud õhus on hapnikku vähem (17⁰/₀) kui värskes õhus. Selle asemel leidub aga süsihappegaasi (umb. 4⁰/₀). Kui puhume väljahingatavat õhku läbi selge lubjavee, siis muutub see sogaseks. See tõestab süsihappegaasi olemasolu väljahingatud õhus.

Kopsus imab veri hapnikku ja viib selle kehasse laiali. Keha rakkudes ühineb hapnik toitainetega, kusjuures tekib süsihappegaas ja soojus nagu põlemisel, kuid pikkamööda. Tekkinud süsihappegaasi viib veri kopsu, kus see eritub. Hapnik on seega loomade elutegevuse püsimiseks tingimata vajalik. Rohelised taimed imavad õhust süsihappegaasi ja lahutavad selle valguse mõjul hapnikuks ja süsinikuks. Taimed eritavad suurema osa hapnikust, kuna osa hapnikku ja süsinik seotakse taimedes uuteks ühendiks, mis vajalikud on taimede kasvamiseks ja elutegevuseks. Pimedas taimed ei lahuta süsihappegaasi, vaid tarvitavad hapniku ja eritavad süsihappegaasi. Ka valguse käes toimub taimedes hingamine, kuid me seda ei märka, kuna siis süsihappegaasi lahutamine ja süsiniku sarnastamine ülekaalus on. Seega on hapnik taimede elutegevuseks vajalik.

Sellest näeme, et hapnikul on looduses tähtis osa elutegevuse säilitamisel.

6. Vesi.

Leidumine. Teine tähtsam aine, mida looduses igal pool leidub, on vesi. Vett leidub maakera pinnal ja õhkkonnas tahkes, vedelas ja gaasilises olekus. Umbes kolmveerand osa maakera pinnast on kaetud veega (mered, järved, jõed). Maapind on veega läbi imbunud. Nabamais ja kõrgeis mägedes leidub alati lund ja jääd. Samuti leidub õhus alati veeauru. Niiskusest leidub vett kõigis urbseis aineis; paljudes aineis ka keemiliselt seotuna, ilma et seda võiks märgata, näit.

kristallsoolades (kristallsooda). Aines leiduvat vett (niiskust) määratakse kaalutud aine kuivatamisel üle 100° , kuni aine kaal ei vähene. Niiskuse hulk avaldatakse protsentides võetud aine kaalust.

Elavais organismides on vesi tähtsaim koostisosa. Loomade ja taimede elutegevus ja sellega seoses olevad reaktsioonid on võimalikud ainult vee juuresolekul. Kõrgemate loomade organismides leidub vett umbes 60%, taimede rohelistes osades (lehtedes) kuni 95%. Vesi on suurt osa etendanud maakera pinnastiku tekkimisel ja kujunemisel. Veekogud mõjutavad kliima ja ilmastiku kujunemist. Vesi on möödapääsematult vajalik nii igapäevases elus kui ka tehnikas.

Omadused. Puhas vesi on läbipaistev, värvita, lõhnata ja maitseta vedelik. 0° juures vesi tardub (külmub jääks), kusjuures tema maht suureneb umbes $\frac{1}{11}$ võrra.

Keedes muutub vesi auruks, mis on 100° ja normaalrõhu juures umbes 1700 korda suurem võetud vee mahust. Vee keemistemperatuur oleneb rõhust, tõustes rõhu suurenemisel. Vesi aurab ka madalal temperatuuril; ka jää ja lumi auravad.

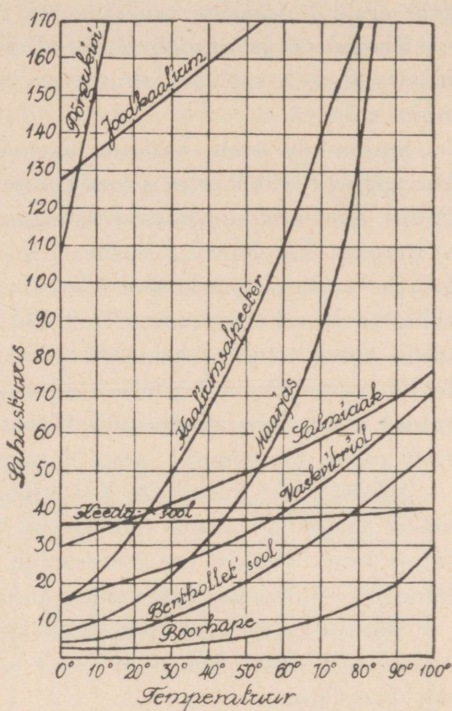
Vesi lahustajana. Vee suur osatähtsus looduses sõltub peamiselt tema lahustamisvõimest. Vees lahustuvad väga paljud ained suuremal või vähemal määral. Palju keemilisi reaktsioone toimub ainult vees lahustunud ainete vahel.

Kui mõnda ainet (näit. keedusoola või maarjast) vees lahustame, seda vähehaaval lisandades, siis algul lahustub aine täielikult. Sellist lahust nimetatakse küllastamatuks lahuseks. Kuid ainet ikka enam lisandades jääb viimaks osa lahustumata. Vesi ei suuda enam ainet lahustada. Sellist lahust nimetatakse küllastatud lahuseks. Lahuseid, milles on rohkesti ainet lahustunud, nimetatakse ka kontsentreeritud (koondatud) lahusteks. Lahuse kontsentratsiooni (vees lahustunud aine hulka) avaldatakse täpsemalt kaaluprotsentides, näit. 10% suhkrulahus tähendab, et 100 g lahust sisaldab 10 g suhkrut. Ainete lahustuvust vees avaldatakse mahuprotsentides, kus % tähendab 100 cm³ vees lahustunud aine hulka grammides.

Üldiselt on ainete lahustuvus vees väga erinev. Paljud ained (näit. metallid, kivid) ei lahustu praktiliselt sugugi. Teised ained lahustuvad vähe (näit. kips 2%), kolmandad keskmiselt (näit. keedusool 36%) ja mõningad väga palju (näit. seebikivi, mis õhust veeauru imab ja sellest tekkinud vees lahustub). Küllastatud maarjase lahust soojendades lahustub selles ainet veel. Temperatuuri tõusuga vee lahustamisvõime tõuseb suure enamiku ainete suhtes, ühtedel ainetel suuremal, teistel vähemal määral. Nii tõuseb maarjase lahustuvus vee soojenemisel 50° võrra mitmekordseks, kuna keedusoola lahustuvus õige vähe (mõne protsendi võrra) suureneb. Mõnel ainel (näit. kipsil) lahustuvus väheneb vee soojenemisel.

Samuti lahustuvad vedelikud vees mitmesugusel määral. Näit. piiritus lahustub vees igas vahekorras; karboolhape lahustub vähe, kuna õlid ei lahustu vees üldse.

Erinev on ka gaaside lahustuvus vees. Palju gaase ei lahustu vees üldse, teised lahustuvad vähesel määral (hapnik), kuna mõned (ammoniaak) väga hästi lahustuvad. Temperatuuri tõusmisel väheneb gaaside lahustuvus vees. Seepärast külma vee soojenemisel eraldub veest klaasile gaasimullikesi. Rõhu suurenemisel tõuseb gaaside lahus-



Joon. 5. Ainete lahustuvus vees.

tuvus vees. Seda nähtust kasutatakse näit. karastusjookide valmistamisel, kus süsihappegaas lahustub jookides suure rõhu mõjul. Pudelit avades rõhumine vedelikule kaob ja süsihappegaas eraldub väikeste mullikestena.

Kristalsed ja amorfseid ained. Küllastatud lahuste jahtumisel väheneb soolade lahustuvus vees ning osa lahustunud ainet sadeneb.

Suuremalt osalt eraldub aine kindlakujuliste, enamasti korrapäraste kehakestena, mida nimetatakse kristallideks. Sellist aine eraldumist kristallidena nimetatakse kristallisatsiooniks. Kiirel jahtumisel on kristallid väga väikesed. Lahuse aeglasel jahtumisel või vee auramisel tekkivad kristallid kasvavad suuremaks. Kristallid tekivad ka paljudes sulatatud aineis nende jahtumisel (näit. väävel, tsink). Looduses leidub palju aineid kristalsel kujul, mis tekkinud vees lahustunud ainete kristalliseerumisel lahusest (keedusool) või sulanud ainete hangumisel (graniitkivimid).

Mõned, eriti keemiliste reaktsioonide tagajärjel tekkinud ained eralduvad peene pulbri või helvete näol, näit. vees lahustunud lubjakivi vee keetmisel ja metallide ühendid nende lahustest sööbenaatriumi lahuse lisandamisel.

Sääraseid mittekristsalseid aineid kutsutakse üldiselt amorfseiks aineiks. Amorfseid ained on näiteks puidusüsi, lubi, sau, klaas jne.

Ainete erinevat lahustuvust vees ja erinevail tingimustel kristalliseerumist kasutatakse tehnikas mõnede ainete teistest eraldamiseks ja puhastamiseks (keedusool). Raskemalt lahustuvad ained kristalliseeruvad lahuste jahtumisel või aurutamisel enne ja eraldatakse lahusest, kuna rohkem lahustuvad ained jäävad lahusse.

Vesi looduses. Looduses ei leidu kunagi täiesti puhast vett. Maapinnas leiduv vesi lahustab mullas leiduvaid aineid, nagu lubjakivi, kipsi, süsihappegaasi jne. Allika- ja kaevuvesi sisaldab neid lahustunud aineid suuremal määral (kuni 10%) kui jõe- ja järvevesi, millest osa lahustunud aineid aja jooksul eraldub mitmeil põhjustel. Nimetatakse siis allika- ja kaevuvett kargeks või kalgiks, jõe- ja järvevett pehmeks veeks.

Mõnes kohas sisaldab allikavesi suuremal hulgal lahustunud aineid (mineraalaineid, süsihappegaasi jne.). Nimetatakse seda mineraalveeks ja kasutatakse sageli tervistparandava vahendina mitmel viisil.

Merevees leidub lahustunud aineid suuremal määral, mis sinna kantud jõgede poolt aegade jooksul. Maaga piiratud lahtedes, näit. Liivi lahes, on umbes 1 ‰, ookeanis 3–4 ‰ lahustunud aineid. Suurem osa (2,5–3 ‰) sellest on keedusool. Seetõttu tundub merevesi soolasena ja ei kõlba joogiks.

Aurukateldes ja muudes keedunõudes vee auruks muutmisel vees lahustunud ained sadenevad katla või keedunõu seintele (katlakivi), vähendades nende soojuste juhtivust. Katlakiviga kaetud plekk võib üle lubatava temperatuuri kuumeneda, mistõttu tema tugevus väheneb ja võib katlapleki väljavenimisi või katla lõhkemisi ette tulla.

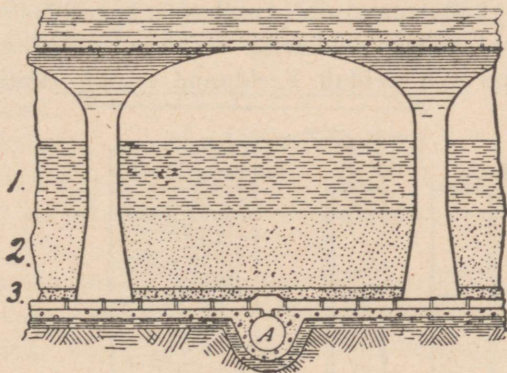
Neil puhkudel kasutatakse võimalikult pehmemat vett.

Kaevude, jõgede, järvede ja kaldaäärse mere vees leidub tihti lahustumatuid aineosi hõljuvas olekus, nagu tolmu-, savi- ja mudaosakesi, baktereid jne.

Vee puhastamine. Lahustumata osadest võib vett puhastada

kurnamise (filtreerimise) teel. Selleks lastakse vesi imbuda läbi kurnpaberi, tiheda riide, vati või söekihi. Suurema hulga vee kurnamiseks lastakse teda läbi puhta liiva ja kruusakihtide imbuda (n. filterveevärkides).

Linnade varustamise puhul joogiveega on vee puhastamisel suurem tähtsus. Harva leidub joogiks kõlvulist vett suuremal määral. Tuleb tarvitada lahtiste veekogude vett, milles leidub

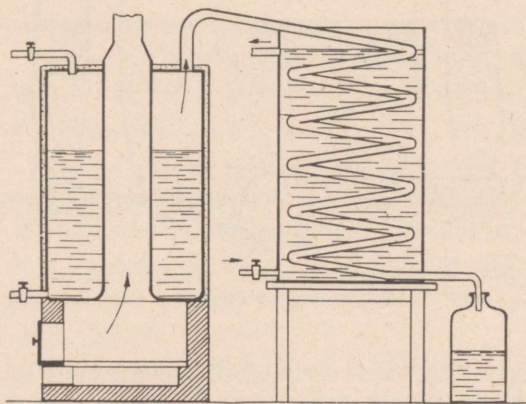


Joon. 6. Liivakurn. 1 vesi, 2 peenliiv, 3 kruus.
A puhtavee viimatu.

hõljuvaid aineosi ja mitmesuguseid baktereid. Puhastamiseks juhitakse vesi suurtesse settimisbasseinidesse, kus sellele lisandatakse keemilisi aineid (alumiiniumsulfaati) sadestamise kiirendamise otstarbel.

Näiteks Tallinna linn tarvitab vett öö-päevas keskmiselt 18 000 m³ ja aasta kohta umbes 6,4 miljonit m³. Ülemiste järvest saadav vesi sisaldab, eriti tuulisel ajal, hõljuvaid aineosi (muda). Vee puhastamine toimub filterveevärgis. Selleks pumbatakse vesi suurtesse settimisbasseinidesse, lisandades alumiiniumsulfaati (60 g 1 m³ vee kohta). Alumiiniumsulfaat tekitab vees sademe, mis põhja settides vees hõljuvad ained (muda) ühes võtab. Alumiiniumsulfaadi mõjul muutunud vee omaduste parandamiseks lisandatakse veele veidi kustutatud lupja ja lastakse siis läbi (umbes 1 meetri paksuse) kruusaliivafiltri imbuda. Bakterite hävitamiseks lisandatakse veele veel vähe kloori.

Lahustunud aineid saab veest kõrvaldada destilleerimise teel. Selleks keedetakse vesi kinnises katlas auruks, mis jahutajas jälle veeldub. Veeldunud vesi on täiesti puhas lahustunud

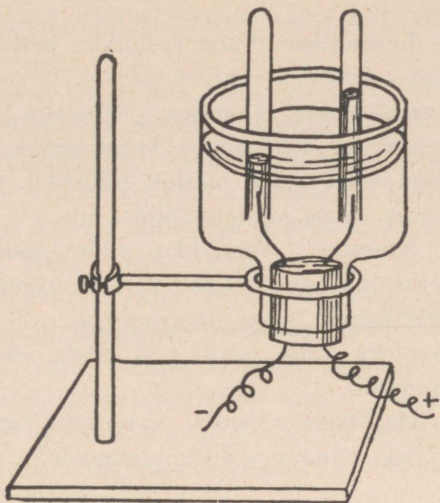


Joon. 7. Vee destilleerimine.

aineist, mis jäävad aurutusnõusse. Sel teel puhastatud vett nimetatakse destilleeritud veeks. Destilleeritud vett tarvitatakse arstimate valmistamisel, keemilistel katsetel, keemiatööstuses, elektrielementides, akudes ja metallitamisel. Destilleeritud

vesi ei kõlba joogiks, kuna ta ärritab ilanahka; joogivesi peab vähesel määral sisaldama lahustunud aineid, millega on organism harjunud.

Vee koostis. Vesi ei ole mehaaniline segu nagu õhk, vaid keemiline ühend. Seda on võimalik selgitada järgmise katsega. Põhjata pudel asetatakse ümberpöörduvalt, suletakse alt korgiga, millest on läbi pistetud kaks platinatraati, täidetakse destilleeritud veega, millele on lisandatud vähe naatriumleelist või väävelhapet. Traatide ots-tele asetatakse kummuli asendis veega täidetud katseklaasid. Kui ühendada traadid akumulaatori või patareiga, lastes traatidest elektrivoolu läbi, tõusevad traadi otstelt gaasimullid üles, mis tõrjuvad katseklaasidest vee välja. Suurema gaasihulga eraldumisel märkame, et üht gaasi tekib kaks korda rohkem kui teist.



Joon 8. Vee elektrolüüs.

Kogudes gaase, nii et need õhuga ei seguneks, uurime nende omadusi.

Selles gaasis, mida vähem tekkis, süttib hõõguva sõega peerg heledalt põlema nagu hapnikus. Võime järeldada, et see gaas on hapnik. Teises gaasis peerg kustub (katseklaas hoida kummuli), gaas ise aga süttib põlema katseklaasi äärtel nõrga sinise leegiga. Sellest näeme, et see gaas põlemist ei soodusta, küll aga ise põleb. Seda veest tekkinud gaasi nimetatakse vesinikuks. Elektrivool lahutab vee kaheks gaasiliseks aineks: hapnikuks (üks mahuosa) ja vesinikuks (kaks mahuosa). Järelikult on vesi hapniku ühend vesinikuga, mida võib nimetada vesinikhapendiks.

Siin näeme, et elektrivool võib tekitada keemilise reaktsiooni. Aine lahutamist elektrivooluga nimetatakse elektrolüüsiks. Hapnik eraldub + poolusega ühendatud elektroodil

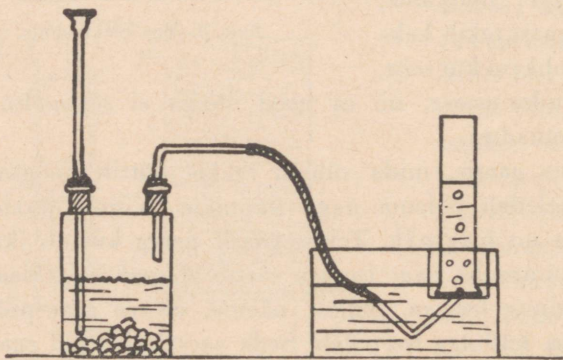
(traadiotsal), mida nimetatakse a n o o d i k s; vesinik eraldub – poolusega ühendatud elektroodil, mida nimetatakse k a t o o d i k s.

7. Vesinik.

Leidumine. Vaba vesinikku leidub ainult õhkkonna ülemistes kihtides vähesel määral. Lõviosa vesinikku on seotud mitmesuguseis ühendeis. Tähtsaim vesinikuühend on vesi. Vesinik on tähtsamaks koostisosaks kõigis orgaanilise päritoluga aineis, näit. puidus, taimedes, looma organismides esinevais aineis, mineraalõlides jne.

Saamine. Vesinikku võib saada 1) eespoolkirjeldatud elektrolüüsi teel veest; 2) vee reageerimisel mõnede kergete metallidega (näit. naatriumiga); 3) metallide reageerimisel hapetega (näit. rauda või tsinki asetades väävel- või soolhappesse).

Harilikult vesiniku saamiseks lastakse lahja väävelhapet mõjuda tsingile erilises klaaspudelis. Pudelis olevale tsingile



Joon. 9. Vesiniku saamine.

valatakse lahja väävelhapet leetri kaudu vähehaaval juurde. Väävelhape reageerib tsingiga, kusjuures tsink lahustub ja eraldub vesinik. Vabanev vesinik juhitakse veega täidetud ja kummuli asetatud katseklaasidesse või pudeleisse, kust ta tõrjub vee välja.

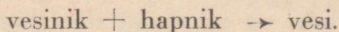
Tehnikas saadakse vesinikku keedusoola elektrolüüsil kõrvalsaadusena ja vesigaasist selle vedeldamise teel samuti nagu õhust hapnikku eraldatakse.

Omadused. Vesinik on värvita, lõhnata ja maitseta gaas. Ta on kergeim kõigist gaasidest. 1 l vesinikku kaalub 0° juures ja harilikul rõhumisel 0,09 g. Õhust on vesinik 14,4 korda kergem.

Et vesinik õhust kergem on, võime näha vesiniku seebivette juhtimisel (kus vesinikuga täidetud gaasimullid üles kerkivad) ja ka kaalumise teel. Kui ühele kaalukaussile kumuli asetatud klaaskolbi juhtida vesinikku, tõuseb see kaalukauss üles. Vesinik tõrjus kolvist õhu välja ja kolb jäi kergemaks õhu ning vesiniku raskuse vahe võrra.

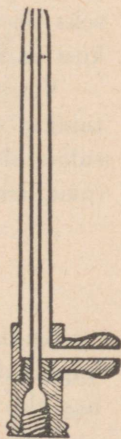
Vesinik põleb vaevalt nähtava sinise leegiga. Kui vesinikku leegi kohal hoida poleeritud ja jahedat metallet, tekib selle pinnale veeudu. Samuti tekib veeudu vesiniku leegi kohal hoitud klaasnõule, kui seda pealt jahutatakse märja rätikuga.

Katseist järeldame, et vesiniku põlemisel tekib vesi. Seega hapnik ühineb vesinikuga tekitades vee. Reaktsiooni käik:



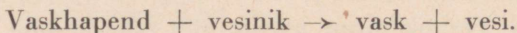
Kui katseklaasis olevale vesiniku ja õhu segule lähendada tuli, tekib plahvatus. Kui võtta segus vesinikku ja hapnikku samas vahekorras, nagu nad tekkisid vee elektrolüüsil (2:1), on plahvatus hästi tugevam. Sellist vesiniku ja hapniku segu nimetatakse paukgaasiks. Plahvatusel ühinevad vesinik ja hapnik silmapilkselt veeauruks.

Kui hapniku ja vesiniku segu põletamiseks kasutatakse eripõletit, saadakse kõrge temperatuuriga (kuni 2400°) leek. Eripõletil on üks toru teise sisse asetatud. Välise toru kaudu juhitakse vesinikku, sisemise kaudu hapnikku. Torude otstest välja voolates segunevad gaasid hästi ning süüdatakse põlema. Paukgaasi leeki tarvitatakse kõrge temperatuuri juures sulavate metallide sulatamiseks ja keevitamiseks.



Joon. 10.
Paukgaasi
põleti.

Taandamine. Vesinikul on suur tung ühineda hapnikuga. Ta võib isegi mõnedes ühendeis seotud hapnikuga teatud tingimustel ühineda ja seega neid ühendeid lagundada. Kui panna klaastorru näit. musta vaskhappendi pulbrit ja torust vesinikku külmalt läbi juhtida, jääb pulber muutumatuks ning klaastorust väljuv vesinik põleb. Kui toru kuumutada pulbri kohalt, siis vesinikuleek kustub ja torust tuleb välja veeauru (või veeldub toru jahedal otsal). Must pulber muutub punaseks ja osutub lähemal vaatlemisel metalseks vaseks. Vesinik ühines vaskhappendis seotud hapnikuga ja jäi järele punane vask. Reaktsiooni käik:



Ainete vabanemist hapnikust nimetatakse taandumiseks ehk reduktsiooniks. Hapnikku äravõtvat ainet nimetatakse taandajaks. Seega on vesinik taandaja.

Taandumine on hapendumise pöördreaktsioon.

Kasutamine. Vesinikku kasutatakse õhupallide ja õhulaevade täitmiseks tema väikese erikaalu tõttu (1 l õhku kaalub 1,29 g, 1 l vesinikku 0,09 g; seega 1 l vesinikku suudab tõsta 1,2 g raskust). Et vesinik õhuga segunedes võib kergesti sädemest plahvatada, on juhtunud tihti suuri õnnetusi õhulaevadega. Sel põhjusel kasutatakse nüüd õhulaevade täitmiseks teist õhust kergemat gaasi, heeliumi, mis on vesinikust raskem, kuid ohutu.

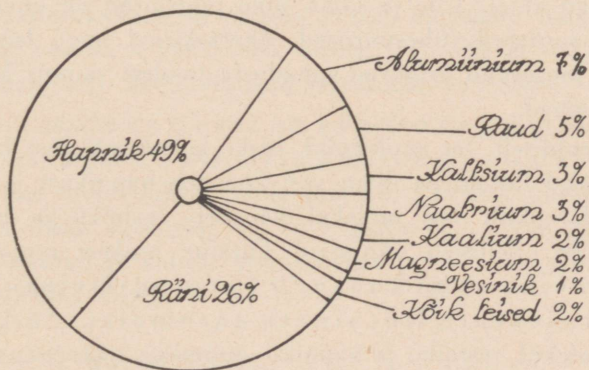
Vesiniku põlemisel tekkiva kõrge temperatuuri tõttu kasutatakse seda kõrgel temperatuuril sulavate metallide ja ainete sulatamiseks. Peale selle kasutatakse seda keemiatööstuses (näit. ammoniaagi saamiseks).

8. Lihtained ja liitained.

Kuumutamisel lagunes elavhõbehappend elavhõbedaks ja hapnikuks. Väävelraud koosneb väävlist ja rauast. Vesi lagunes elektrolüüsil hapnikuks ja vesinikuks.

Kui tahaksime neid aineid lagundada veel uuteks aineiks, ei õnnestuks see enam keemiliste katsete abil, nagu katsed on tõestanud.

Ained, mida pole võimalik enam keemiliste katsete abil lagundada lihtsamaiks aineiks, nimetatakse lihtaineiks. Lihtained on näiteks hapnik, vesinik, väävel, raud, elavhõbe, vask ja muud metallid. Kõik teised ained, mis on tekkinud lihtainete ühine- misel ja mida on võimalik lagundada liht- aineiks, nimetatakse lihtaineiks või keemilis- teks ühendeiks. Lihtained on näiteks väävelraud, elav- hõbehapend, vesi, vaskhapend ja palju muid. Lihtaineid on võrdlemisi vähe; praegu tuntakse neid 89. Teoreetiliste uuri- muste järgi peab neid olema 92. Sagedamini esinevaid liht- aineid on umbes 25, kuna suuremat hulka lihtaineist leidub looduses vähesel määral. Teadusmehed on maakoore, vee ja õhu koostist uurides selgitanud, et kogu tuntud maakoore, vee ja õhu ainestikust 98% moodustavad järgmised 9 liht- ainet: hapnik, räni, alumiinium, raud, kaltsium, naatrium, kaalium, magneesium ja vesinik.



Joon. 11. Lihtainete leiduvuse diagramm.

Füüsikaliste omaduste järgi liigitatakse lihtaineid kahte üldrühma. Ühte rühma kuuluvad metallid, nagu raud, vask, elavhõbe jt. Neil on kõigil eriline metalne läige ja tihe- dus. Nad on läbipaistmatud ja juhivad hästi soojust ja elektrit. Teise rühma kuuluvad kõik mittemetallid ehk metal- loidid, näit. hapnik, vesinik, lämmastik, väävel, süsinik jne.

Metalloidide rühmal puuduvad ühised füüsikalised üldomadused.

Liitaineid on väga palju. Seni on tundma õpitud üle 400.000 liitaine, millest umbes 90% on orgaanilise päritoluga.

9. Aine ehitus.

Suhkrut, keedusoola või mõnda muud tahket ainet hõõrudes võime selle aine nii peeneks muuta, et ka suurendusklaasi ja koguni mikroskoobi abil ei saa üksikuid aineosakesi näha. Näib, et ainet võiks lõpmatuseni peenendada. Kuid aine jagatavusel on siiski piir, millest vähemaks ei saa aineosakesi peenendada. On tõestatud, et aine koosneb üliväikestest osakestest, mida ei saa mehaaniliselt enam jagada. Niisuguseid üliväikesi aineosakesi nimetatakse molekulideks. Neil aineosakestel on samad füüsikalised ja keemilised omadused kui kogu ainel. Ühe ja sama aine molekulid on omadustelt täiesti sarnased (ühesuurused, üheraskused jne.). Isesuguste ainete molekulid erinevad omaduste poolest samuti kui vastavad ained.

Keemiliselt on molekulid siiski jagatavad, sest liitained koosnevad lihtainetest, näit. vesi koosneb hapnikust ja vesinikust. Järelikult vee molekul koosneb vesiniku ja hapniku osakestest. Selliseid vähimaid lihtaine osakesi nimetatakse aatomeiks. Seega koosneb liitaine molekul seda moodustavate lihtainete aatomeist. Nii koosneb vee molekul vesiniku ja hapniku aatomeist, väävelraua molekul väävli ja raua aatomeist jne.

Mitmesuguste nähtuste ja katsete põhjal on kindlaks tehtud, et ka suure enamiku lihtainete molekulid koosnevad aatomeist. Sama lihtaine aatomid on omaduste poolest ühtlased; isesuguste lihtainete aatomid on samuti erinevad kui vastavad ainedki.

Selle niinimetatud molekulaar- ja aatomteooria loojaks oli inglise keemik Dalton (1766–1844).

10. Aatomikaal ja molekulikaal.

Suuruselt on molekulid ja aatomid üliväikesed. Kaudsete arvestuste järgi kõiguvad lihtainete molekulide läbimõõdud umbes $\frac{1}{10^7}$ või 0,0000001 mm ümber; tähendab 1 mm peale võiks umbes 10 milj. molekuli ritta asetada.

Samuti on molekulide ja aatomite raskus lõpmata väike, mida võimalik pole kaalumise teel kindlaks määrata. Teoreetiliste arvestuste kaudu on näit. vesiniku aatomi raskus leitud $\frac{16}{10^{25}}$ g. See on lõpmata väike suurus.

Seepärast kasutatakse praktikas lihtainete aatomite võrdlevat kaalu, mida võimalik on lihtsamalt ja täpsemalt kindlaks määrata. Kuna vesinik on lihtaineist kõige kergem, siis võeti vesiniku aatomi raskus suhteliste aatomikaalude ühikuks, lugedes seda üheks. Hiljem võeti praktilistel kaalutlustel aatomikaalude aluseks hapniku aatomikaal, suurusega 16, ja võrreldakse sellega muude lihtainete aatomikaale. Seni käsitletud ainete aatomikaalud on aluseks võttes hapnikku aatomikaaluga 16; vesinik – 1,008 ehk umbes 1,0, väävel – 32, raud 55,8, elavhõbe – 200,6. Suurim aatomikaal on uraanil – 238,2.

Aine molekulikaal on võrdne tema molekuli moodustavate aatomite kaalude summale. Näit. väävelraua molekulikaal, mille molekul koosneb ühest väävli ja ühest raua aatomist, on $32 + 55,8 = 87,8$; Vee (koosneb ühest hapniku ja kahest vesiniku aatomist) molekulikaal on $16 + 2 \cdot 1,008 = 18,016$.

11. Keemiline sümbolika.

Et ainete koostise ja veel rohkem keemiliste reaktsioonide sõnaline märkimine on tülikas, võtab rohkesti aega ja ruumi, on seda lihtsustatud. Lihtained tähistatakse eriliste leppemärkidega, milleks on võetud lihtainete ladina- või kreekakeelsete nimetuste algtähed. Kui mitme lihtaine nimetused algavad sama tähega, siis märgitakse üks neist ühe, teised kahe tähega, lisandades esimesele tähele veel ühe tähe samast

nimest. Lihtaineid tähistavaid tähti nimetatakse nende ainete keemilisteks sümboliteks.

Mõningate tuntud lihtainete sümbolid on:

hapnikul – O (sõnast Oxygenium) 2
vesinikul – H (s. Hydrogenium) 1
lämmastikul – N (s. Nitrogenium) 3
süsinikul – C (s. Carboneum) 4
väävlil – S (s. Sulfur)
raual – Fe (s. Ferrum)
vasel – Cu (s. Cuprum)
elavhõbedal – Hg (s. Hydrargyrum) jne.

Lihtaineid tähistatakse nende lihtainete keemiliste sümbolitega, millest nad koosnevad. Näit. väävelraud – FeS , elavhõbehapend – HgO , vaskhapend – CuO jne. Kui lihtaine molekulis on mõne lihtaine aatomeid rohkem kui üks, siis märgitakse nende arv väikese numbriga selle lihtaine sümboli juures allpool. Näit. vesi märgitakse – H_2O (see tähendab, vee molekul koosneb kahest vesiniku ja ühest hapniku aatomist); raudhapend – Fe_2O_3 , süsihappegaas – CO_2 jne. Sel list lihtaine molekuli koostise tähistust nimetatakse selle aine keemiliseks valemiks. Kui tahetakse mitut molekuli märkida (näit. keemiliste reaktsioonide märkimisel), siis kirjutatakse vastav arv molekuli tähise ette, näit. $2\text{H}_2\text{O}$ tähendab kahte vee molekuli, 3O_2 – kolme hapniku molekuli.

Keemilisi reaktsioone tähistatakse nüinimetatud keemiliste võrrandite abil. Vasakule poole märgitakse võetud ained, paremale poole tekkinud ained. Mõlemad pooled ühendatakse võrdusmärkidega ($=$) või sihtjoonega ($\rightarrow$). Võrdusmärke kasutatakse siis, kui tahetakse reaktsioonist osavõtvate ainete vahekorda täpsalt märkida. Sihtjoont tarvitatakse siis, kui tahetakse eeskätt reaktsiooni sihti ja selles esinevaid aineid märkida.

Mõned senitoodud reaktsioonid:

Väävelraua tekkimine: $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$

Elavhõbehapendi lagunemine: $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2$ ehk
 $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$.

Vesiniku põlemine: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$.

Väävli põlemine: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$.

Raua põlemine: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$

Vee elektrolüüs: $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

Vaskhapendi taandumine: $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$.

12. Happed, alused ja soolad.

Hapendid. Hapnik ühineb harilikul või kõrgemal temperatuuril suure enamiku lihtainetega, tekitades hapendid. Hapendid on osalt gaasilised ained, nagu söe põlemisel tekkinud süsihappegaas ja väävli põlemisel tekkinud väävlishapend. Mõned hapendid on vedelad (vesiniku ülihapend H_2O_2 , samuti vesi H_2O). Suurem osa on aga tahked, näit. raudhapend, magneesiumhapend, naatriumhapend jne.

Mõne lihtainega võib hapnik mitmes vahekorras ühineda: Sel puhul nimetatakse hapendeid vastavalt hapniku sisaldusele alahapendeiks, hapendeiks ja ülihapendeiks. Näit. pliiiga ühinedes võib hapnik tekitada pliialahapendi Pb_2O , pliihapendi PbO või pliiülihapendi PbO_2 .

Kui katsume mõningaid hapendeid vees lahustada, siis näeme, et osa neist ei lahustu vees või lahustub väga vähe (näit. raudhapend, vaskhapend), osa aga lahustub (näit. väävlishapend, kaltsiumhapend, naatriumhapend).

Happed ja alused. Lahustuvad hapendid ühinevad veega ja tekitavad seejuures uusi ühendeid, millel on erinevad keemilised omadused. Näit. väävlishapend ja fosforhapend vees lahustudes annavad sellele hapu maitse. Sinine lakmuspaber värvub nende vesilahustes punaseks. Niisuguste omadustega aineid nimetatakse üldiselt happeiks.

Kui aga vees lahustada kaltsium- või naatriumhapendit, saab vesi leelise maitse ja värvib punase lakmuspaberi siniseks. Selliste omadustega aineid nimetatakse üldiselt alusteks. Aluste vesilahused tunduvad näppude vahel libedana.

Üldiselt jagatakse kõik vees lahustuvate hapendite vesilahused kahte rühma: happeiks ja aluseiks. Metallide hapendid

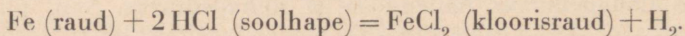
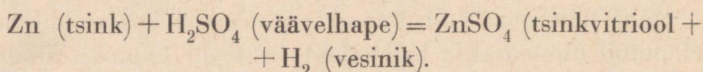
vees lahustudes annavad alused, mittemetallide hapendid aga happed. Mõnedel hapendeil on happesed või alusesed omadused väga nõrgad, samuti võib mõne lihtaine hapend ilmutada kord alusesi, kord happesi omadusi.

Täpsemalt tehakse hapete ja aluste vahel vahet eriliste reaktiivide (indikaatorite) abil, nagu lakmuspaber, metüül-oranž jt. Lakmuspaber värvub hapete mõjul siniseks. Metüül-oranž värvub hapete mõjul punaseks ja aluste mõjul kollaseks.

Tähtsamad happed on väävelhape (H_2SO_4), soolhape (HCl), lämmastikhape (HNO_3), süsihape (H_2CO_3) ja fosforhape (H_3PO_4).

Ka paljud taimeosad, marjad ja puuviljad on hapu maitsega. Need sisaldavad orgaanilisi happeid.

Kui väävel- või soolhappesse asetada rauda või tsinki, algab metalli ja happe vahel keemiline reaktsioon, kusjuures metall lahustub ja tekib gaas – vesinik:

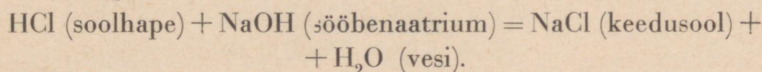


Keemiliselt aktiivsemad happed lahustavad pea kõiki metalle. Seejuures eraldub (välja arvatud lämmastikhape) vesinik, mis on kõigi hapete iseloomustavaks koostisosaks. Uhendeid, mis tekivad hapete reageerimisel metallidega, nimetatakse üldiselt sooladeks. Sooli võib lahuseist eraldada lahuste kuivaks aurutamise teel.

Tähtsamad alused on sööbenaatrium ($NaOH$), sööbekaalium (KOH), kustutatud lubi [$Ca(OH)_2$], ammoniaagivesilahus (tinkpiiritus) (NH_4OH). Nende iseloomustavaks rühmaks on OH , mida nimetatakse vesihapendi ehk hüdroksüüdrühmaks. Aluseid nimetatakse vastavalt veel vesihapendeiks ehk hüdroksüüdideks. Seega nimetatakse sööbenaatriumi ka naatriumvesihapendiks ehk naatriumhüdroksüüdiks, sööbekaaliumi kaaliumvesihapendiks ehk kaaliumhüdroksüüdiks. Aluste, peamiselt Na- ja K-aluste vesilahuseid nimetatakse ka leelisteks.

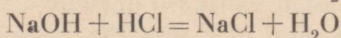
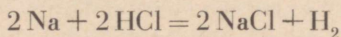
Kesendamine ja soolad. Happed ja alused reageerivad omavahel, kaotades seejuures oma happesed ja alusesed oma-

dused. Kui näiteks naatriumleelisesse, milles asetseb siniseks värvunud lakmuspaber, tilgutada soolhapet juurde, muutub lakmuspaber viimaks punaseks. Lahust maitseades tundub see hapuna. Kui nüüd vähehaaval leelist juurde tilgutada, muutub punane lakmuspaber valkjamaks ja lõpuks lillaks. Nüüd lahust maitseades tundub see soolane. Lahust kuivaks aurutades jääb järele valge keedusool. Soolhappe ja sööbenaatriumi (seebikivi) reageerimisel tekkis keedusool:

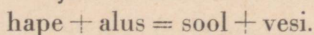


Võrrandist näeme, et aluse metall asendab happes vesiniku aatomit, mis omakorda ühineb aluse OH rühmaga ja annab vee.

Analoogiliselt reageerivad kõik happed ja alused omavahel. Seejuures tekkivaid ühendeid nimetatakse üldiselt samuti sooladeks, nagu metallide ja hapete reageerimisel tekkivaid ühendeid, sest metallide kui ka vastavate aluste reageerimisel happega tekivad samad ühendid. Näit.:



Reaktsioon üldkujul:



Happe ja aluse vastastikust reageerimist ilma kummagi ülejäägita nimetatakse neutraliseerimiseks ehk kesendamiseks. Sel juhul saadakse neutraalne ehk keskne sool. Kui mõnes happes on ainult osa vesinikku asendatud metalliga, saame hapu soola, näit. NaHSO_4 (naatriumbisulfaat). Kui on soolas alus ülekaalus (soolas esineb OH rühm), siis on tegemist alusega soolaga, näit. $(\text{PbCO}_3)_{1/2} \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$ (pliivalge).

Üldiselt koosnevad: happed – vesinikust ja happerühmast, näit. väävelhape H_2/SO_4 ; alused – metallist ja hüdroksüüdrühmast, näit. sööbenaatrium Na/OH ; soolad – metallist ja happerühmast, näit. väävelhapunaatrium Na_2/SO_4 .

Happed ja alused kaotavad kesendamisel oma keemiliselt aktiivse mõju, sest soolade keemiline mõju on enamasti palju

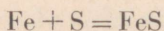
vähem. Tööstuses sageli neutraliseeritakse peale hapete kasutamist hapete jäänused aluste abil. Nii peale metallesemete peitsemist (metalli pinna puhastamine happega lahustades) neutraliseeritakse pinnale jäänud hape alusega (näit. kustut. lubjaga). Happe jäänused mõjuksid metalli pinnale jäädes metallile sööbivalt.

13. Ainete koostissuhted ja keemiline valentsus.

Väävelraua saamisel tuli 7 kaaluosa raua kohta võtta 4 kaaluosa väävlit. Kui võtta ühte või teist ainet rohkem mainitud vahekorrast, ei astu enamvõetud aine ühendusse, vaid jääb vabaks. Vesinik ühineb hapnikuga kaalulises vahekorras 1 : 8. Samuti vett lagundades elektrivoolu abil on saadud vesiniku ja hapniku kaaluline vahekorrd ikka 1 : 8. Säärane nähtus esineb kõigi kindla koosseisuga keemiliste ühendite juures. Ühes ja samas keemilises ühendis on lihtained kindlas kaalulises vahekorras ühinenud.

Lihtainete kaaluline vahekorrd ühendis oleneb nende lihtainete aatomikaaludest ja nende lihtainete aatomite arvust ühendis.

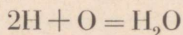
Nii on väävelrauas 1 aatom rauda ühinenud 1 aatomi väävliga :



$$55,9 + 32,1 = 88 \text{ (aatomikaalud).}$$

Raua ja väävli kaaluline suhe: $55,9 : 32,1 \approx 7 : 4$.

Vees on kaks vesiniku aatomit ühinenud ühe hapniku aatomiga :



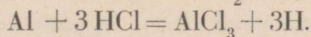
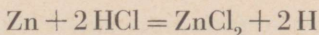
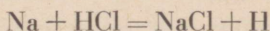
$$2 \cdot 1,0 + 16 = 18.$$

Vesiniku ja hapniku kaaluline suhe: $2 : 16 = 1 : 8$.

Keemilises ühendis ei leidu lihtainete aatomeid alati ühepalju, vaid mõne lihtaine aatom võib kaks või rohkem teise lihtaine aatomit siduda. Näiteks vesinikuühendeis :

kloori	aatom	seob	ühe	vesiniku	aatomi:	HCl	(soolhape)
hapniku	"	"	kaks	"	aatomit:	H ₂ O	(vesi)
lämmastiku	"	"	kolm	"	"	: NH ₃	(ammoniaak)
süsiniku	"	"	neli	"	"	: CH ₄	(metaan)
[[vt. süsinikuühend.]]							

Samuti mitmes vahekorras asendavad metallid vesinikku tema ühendeis, näit. metallide lahustumisel soolhappes:



Arvu, mis näitab, mitu vesiniku aatomit võetud lihtaine aatom endaga seob või ühendist välja tõrjub, nimetatakse selle lihtaine keemiliseks valentsiks ehk väärisuseks.

Nõnda on kloor ja naatrium ühevalentsed, hapnik ja tsink kahevalentsed, lämmastik ja alumiinium kolmevalentsed, süsinik neljavalentne. Vesinik ise on ühevalentne, kuna ta ühegi lihtaine kahte aatomit ei seo.

Vesinik kõigi lihtainetega ei ühine. Lihtaine valentsi saadakse teada, kui vaadelda tema ühendit mõne teise lihtainega, mille valents on teada. Näit. raudhapendis Fe₂O₃ on kaks raua aatomit seotud kolme hapniku aatomiga. Kolme hapniku aatomi valents on kokku 6, jagatud kahe raua aatomiga, saame raua aatomi valentsi 3.

Mõne lihtaine valents võib olla mitmesugune. Näit. raud on FeCl₂-s kahevalentne ja FeCl₃-s kolmevalentne. Väävel on ühendis H₂S kahevalentne, ühendis SO₂ neljavalentne ja ühendis SO₃ kuuevalentne.

Kõige suurem üldse esinev valents on 8.

14. Süsinik (C).

Süsinikuks nimetatakse puhast söeainet. Süsinik võib esineda mitmel kujul. Kõige rohkem on tuntud harilikus puidusöes või kivisöes leiduv süsinik. Puhtal kujul on ta must, pude ja määrdiv aine. Tahm ja kiindrus (must värv) on puhas süsinik. Puidusöes on peale süsiniku vähesel

määral muid aineid, mis põlemisel annavad tuha. Kivisöes leidub rohkem tuhka ja muid aineid, olenevalt kivisöe sordist. Antratsiit sisaldab süsinikku 75 – 90 %. Osa kivisöes leiduvast süsinikust on keemiliselt seotud ühendeis.

Liitaineiks seotult leidub süsinikku kõigis taime- ja loomariigi päritoluga aineis, puidus, taimis ja loomaorganismides, mineraalõlides, mõnedes gaasides ja mineraalides (lubjakivi, kriit jne.).

Süsiniku leiduvust orgaanilistes aineis võib tõestada, kui kuumutame neid ilma värske õhu ligipääsuta või ka vähese õhuga põletamise teel.

Kui korgi ja toruga varustatud katseklaasis kuumutada saepuru, suhkrut või muud orgaanilist ainet, laguneb see, tekitades gaasilisi, vedelaid ja tahkeid aineid. Torust väljuvad gaasid põlevad süütamisel. Katseklaasi jääb lõpuks järele süsi, mis koosneb peamiselt süsinikust.

Süsinik on orgaanilises looduses leiduvate ainete tähtsaimaks koostisosaks. Süsinikuühendite arv on kümme korda suurem kõigist tuntud mittesüsinikuühendite arvust. Neid käsitletakse lähemalt eriosas – orgaanilises keemias. Olgugi et süsinik on üks orgaaniliste ainete põhikoostisosadest, on tema hulk kogu tuntud maakera ainestikust ainult 0,2 %.

Puhas süsinik esineb peale puidu- ja kivisöe veel grafiidina ja teemandina. Sellist nähtust, kus sama lihtaine esineb mitmel kujul, nimetatakse allotroopiaks. Süsi, grafiit ja teemant on süsiniku allotroopilisedujud. Grafiit ja teemant on kristalse ehitusega, kuna söe, tahma jne. näol esinev süsinik on amorfne.

Teemant. Teemant on klaasitaoline mineraal, harilikult värvitu, sageli sinakas, kollakas, pruunikas kuni must.

Teemant on optiliselt tihe, murrab ja peegeldab hästi valguskiiri. Lihvimise teel antakse teemandile korrapärane kuju. Lihvitud teemante nimetatakse briljantideks ja tarvitatakse ehtesjadena. Ilusad briljandid on väga kallid.

Teemant on kõige kõvem aine. Ehtekivideks kõlbatuid teemante kasutatakse nende kõvaduse tõttu klaasilõikamisel,

kõvade metallide puurimisel ja mujal kõvade ainete lõikamisel, puurimisel ja lihvimisel. Teemante lihvitakse tema oma pulbriga.

Teemante leidub looduses väga vähe. Neid leitakse Lõuna-Aafrikas ja Belgia Kongos (kokku 80 % kogu maailma toodangust), mujal vähem. Teemandid on harilikult väikesed, mõne-karaatilised (1 karaat = 0,2 g). Teemante on võimalik ka kunstlikult valmistada, kuid need on väga väikesed ja ei tasu valmistuskulusid.

Hapniku keskkonnas kõrgel temperatuuril põleb teemant süsihappegaasiks, mis tõestab tema koosnemist süsinikust.

Grafiit. Grafiit on mustjashall metalse läikega pehme aine (võib küünega kriimustada). Katsudes tundub rasvasena. Müügil on harilikult peenema või jämedama libelelise pulbrina. Juhib hästi elektrit, kuna teemant ei juhi. Harilikel tingimustel ei põle; kõrgemal temperatuuril ja hapnikurikkas keskkonnas põleb süsihappegaasiks.

Grafiiti tarvitatakse valamistiiglite ja pliiatsisüdamikude valmistamiseks. Selleks segatakse grafiit saviga, vormitakse tiiglid või pliiatsisüdamikud ning kuumutatakse. Pliiatsi kõvadus oleneb savi hulgast ja kuumutamise temperatuurist. Grafiiti tarvitatakse veel elektrielementides elektrijuhina ja määrdaineaks või selle täidiseks suure surve all töötavais või kuuma-des laagreis, kus harilikud määrdained vastu ei pea.

Grafiiti leitakse Siberis, Kalifornias, Tseilonis, Madagaskaris, Saksamaal ja mujal. Grafiiti valmistatakse ka kunstlikult koksist.

Süsi. Süsi koosneb amorfsest süsinikust. Sütt saadakse orgaaniliste ainete kuumutamisel, kui ei pääse õhku juurde. Söe omadused ja nimetus olenevad kuumutamiseks võetud aimest.

Puidusütt saadakse vähesel hulgal küdeva ahju varasel sulgemisel, suuremal hulgal puidu miilimisel ja utmisel. Puidusütt kasutatakse triikraudades ja sepatöös; vanasti kasutati teda ka metallide sulatamiseks maakidest.

Kontide utmisel saadakse kondisütt, mis sisaldab palju lubjaühendeid.

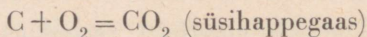
Puidu-, kondi- ja mõnede orgaaniliste ainete süsi on urbne ja võib imada õhust vee- ja muude ainete aurusid. Selles veendume, kui kuumutame seisnud sütt katseklaasis, ilmuvad katseklaasi jahedamale seinaosale veetilgad. Laseme sütt lahtiselt seista, siis kordub teisel päeval kuumutades sama lugu, mis näitab, et süsi imab õhust veeauru. Samuti võib süsi imada vees lahustunud aineid. Kui indigoga või mõne muu värvainega värvitud veele lisada kondisütt, muutub vesi soojendades ja loksutades selgeks, milles veendume paremini vee kurnamisel.

Erilise valmistusviisi abil saadakse suurema imavusvõimega süsi, mida nimetatakse **a k t i i v s ö e k s**. Sellist sütt kasutatakse gaasikaitse-maskides, vee ja mitmesuguste vedelikkude puhastamiseks kurnamise teel, suhkrutööstuses suhkrulahuse puhastamiseks kõrvalaineist ja muudel sarnastel juhtudel.

Süsi taandajana. Sõega võib metallhapendeid kõrgemal temperatuuril taandada. Näit. segame 10 kaaluosa musta vaskhappendit 1 osa söepulbriga ja kuumutame segu katseklaasis. Hakkab tekkima gaasi, mis selgesse lubjavette juhitud tekib selles sademe; järelikult on see süsihappegaas. Katseklaasis olev must pulber muutub punaseks, millest võib tunda metalset vaske. Süsi on taandunud vaseks:

$2\text{CuO (vaskhappend)} + \text{C} = 2\text{Cu (vask)} + \text{CO}_2 \text{ (süsihappegaas)}.$

Süsinikuühendid. Süsihappegaas. Tuttavaim süsinikuühendist on süsihappegaas ehk süsinikkahelishappend. Tekib söe ja süsinikuühendite põlemisel küllaldase õhu juurdepääsu puhul:



Katseiks saadakse süsihappegaasi lubjakivist või kriidist soolhappe mõjumisel.

Süsihappegaas on värvita ja lõhnata, õhust 1,5 korda raskem gaas. Normaalingimustel lahustub 1 mahus vees 1 maht süsihappegaasi. Rõhu suurenemisel suureneb gaasi lahustuvus vees. Rõhualt vabanedes gaas eraldub lahusest. Sel põhjusel vahutavad mineraaljoogid pudeli avamisel. Mineraaljoogides leiduv süsihappegaas on lahustunud seal suure rõhu mõjul. Vees lahustunult annab ta veele hapuka maitse. Selline vesi mõjub karas-

tavalt, mispärast tarvitatakse süsihappegaasi karastavate jookide valmistamiseks.

Ka leiva- ja saiataignas tekib käärimise tagajärjel süsihappegaasi, mis teeb leiva ja saia küpsemisel kohedaks.

Süsihappegaas takistab põlemist, mida näitab põleva tiku või küünla kustutamine süsihappegaasiga täidetud purgis. Süsihappegaas on ise põlemissaadus ega saa enam põlemisest osa võtta.

Samuti takistab süsihappegaas hingamise toimet. Kui õhus süsihappegaasi sisaldus tõuseb üle 5%, siis mõjub see lämmatavalt.

Õhus leidub süsihappegaasi normaalselt 0,03 – 0,04 %. Tarvitamata kaevudes, keldreis ja koopais jne. leidub süsihappegaasi tihti rohkemal määral. Sellistes kohtades loomad ja inimesed lämbuvad ning tuli kustub. Neid kohti võib tunda tule kustumise või halvasti põlemise kaudu. Sääraseid ruume tuleb tuulutada enne sisseminekut.

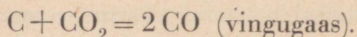
Süsihappegaasi võib tunda teda juhtides selgesse lubjavette, kus ta tekitab lubjaalusega ühinedes valge sademe.

Töönduses saadakse süsihappegaasi koksi heitgaasidest ja mineraalvee allikaist eraldunud gaasidest. Kogutud gaasid surutakse kokku suure rõhu all, kusjuures süsihappegaas vedeldub, kuna teised gaasid eraldatakse gaaside näol. Süsihappegaas vedeldub 0° temperatuuril 36 at rõhul värvita vedelikuks. Rõhu alt vabanedes süsihappegaas aurab kiiresti, kusjuures temperatuur võib nii madalale langeda (-78°), et ülejäänud vedel süsihappegaas tardub lumetaoliseks aineks (süsihappelumi).

Süsihappegaasi tarvitatakse karastavate jookide valmistamisel ja külmutusseadistes madala temperatuuri saamiseks. Süsihappegaas on müügil terasballoonides vedelal kujul.

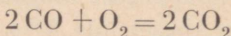
Süsinikhapend (CO). Süsinikhapend on värvita, lõhnata ja maitseta gaas. Rahvas kutsub teda vinguks ehk karmuks. Vingugaas tekib siis, kui söe või süsinikku sisaldavate ainete põlemisel pole küllalt hapnikku, näit. ahjuukse varasel sulgemisel või muidu liig vähesel õhu juurdepääsul. Vingulõhn on tingitud teistest gaasidest, mis tekivad kütteaine mittetäielikul

põlemisel. Vingugaas tekib ka, kui juhitakse süsihappegaasi läbi hõõguvate süte:



Seda nähtust kasutatakse gaasigeneraatoreis põletusgaasi valmistamisel, kus põlemisel CO_2 läbi hõõguvate süte minnes muutub CO-ks.

Süüdatult põleb vingugaas sinise leegiga, ühinedes hapnikuga süsihappegaasiks:



Seda põlemist võib näha ahjus hõõguvate süte kohal. Kuna süte hõõgumisel tuleb hapnikust puudus, tekib seal CO, mis süte kohal hapnikuga kokku puutudes põleb CO_2 -ks.

Sissehingamisel mõjub vingugaas mürgiselt. Ta ühineb vere hämoglobiiniga, mistõttu see ei saa võtta õhust hapnikku.

Järgneb sissehingatud vingu hulgest olenevalt kas peavalu, teadvuse kaotus või surm. Abistamise vahendiks on värske õhu või hapniku sissehingamine.

Süsivesinikud. Süsinik ühineb vesinikuga väga mitmesuguseis vahekordades, tekitades palju taolisi ühendeid. Osa neist on gaasid, suurem osa vedelad ja tahked ained. Neid nimetatakse üldiselt süsivesinikeks.

Tuttavam neist on metaan CH_4 ehk soogaas. Esineb soos, kus gaasimullid käimisel üles tõusevad. Tekib taimede kõdunemisel, kui ei pääse õhku juurde. Teda leidub veel maa-gaasis, kaevandusgaasis ja uttegaasides koos teiste põlevate gaasidega. Põleb sinaka leegiga.

Metaan on koostiselt lihtsaim süsivesinik. Temale on sarnane etaan C_2H_6 , mille molekul metaani omast on CH_2 rühma võrra suurem, kuna propaani molekul jälle etaani omast on CH_2 rühma võrra suurem. Nii võib loetella pika rea süsivesinikke, milles iga järgneva ühendi molekul on eelmise omast CH_2 rühma võrra suurem. Esimesed vähema molekuliga süsivesinikud on harilikul temperatuuril gaasid, järgnevad suuremate molekulidega süsivesinikud on vedelikud ja veel suuremate molekulidega (alates $\text{C}_{16}\text{H}_{34}$) tahked ained. Neid nimetatakse üldiselt parafiinideks. Keemiliselt on nad hästi vastupidavad hapete ja aluste mõjule.

Maaõlist (naftast) saadud bensiin, petrool ja masinaõlid ning parafiin koosnevad peamiselt parafiinidest.

Peale parafiinide on maaõlis veel süsivesinikke, millede molekulides on vesinikku vähem seotud kui parafiinides.

Füüsikaliste omaduste poolest on nad õige sarnased vastava koostisega (C aat. arvu järgi) parafiinidega. Keemilistele mõjudele on nad vähem püsivad ja tekitavad kergemini uusi ühendeid. Kuna nad vesinikku vähem sisaldavad kui parafiinid ja hõlpsasti vesiniku või teiste ainetega ühineda võivad, nimetatakse neid üldiselt küllastumata süsivesinikeks. Parafiine nimetatakse üldiselt küllastatud süsivesinikeks.

Küllastumata süsivesinikke leidub rohkesti paljude ainete (kivisüsi, põlevkivi jne.) uttesaadustes.

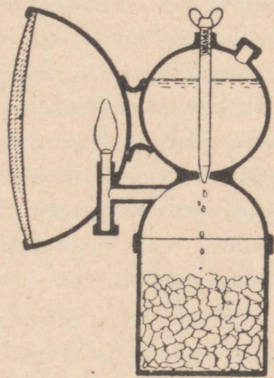
Atsetüleen. Tuntuim küllastumata süsivesinikest on atsetüleen C_2H_2 , mida valmistatakse kunstlikult.

Süsinik ühineb mitmete metallidega kõrgel temperatuuril. Süsiniku ühendeid nimetatakse üldiselt karbiitideks. Tuntuim neist on kaltsiumkarbiit, mida saadakse söepuru ja kustutamata lubja segu kuumutamisel elektriabjus. Välimuselt on ta hall, kivitaoline aine. Veega kokku puutudes tekitab kaltsiumkarbiit gaasilise atsetüleeni ja kustutatud lubja: $CaC_2 \text{ (karbiit)} + 2H_2O = C_2H_2 \text{ (atsetüleen)} + Ca(OH)_2 \text{ (kust. lubi)}$.

Atsetüleen on värvitu, vastiku lõhnaga ja mürgine gaas. Ta põleb heleda valgustava leegiga.

Atsetüleeni ja õhu segu plahvatab kergesti sädemest ja rõhu all ka iseenesest, mispärast temaga peab toimima ettevaatlikult.

Atsetüleeni kasutatakse valgustamiseks eriliste karbiidilampide abil. Rohkem tarvitatakse atsetüleeni metallide keevitamiseks ja sulatamiseks. Atsetüleen vajab põlemiseks palju hapnikku. Sellepärast kaldub ta põlemisel õhu puuduse tõttu kergesti suitsema. Keevitamisel tarvitatakse samasid põleteid nagu paukgaasi jaoks (vt. vesinik). Säärase põleti abil võib atsetüleeni leeki juhtida hapnikku kiiresti ja vajalikul määral. Seejuures tekib veel kõrgem temperatuur (üle 3000°) kui paukgaasi leegis.



Joon. 12. Karbiidilamp.

Keevitamiseks valmistatakse atsetüleenil erilistes gaasitekitajais koha peal või ostetakse terasballoonides, kus atsetüleen on lahustunud atsetoonis.

1 kg karbiiti annab tegelikult 250 – 300 l atsetüleenil.

Süsiniku osatähtsus ja ringkäik looduses. Süsinik on põhiaineks orgaanilistes ühendel. Neist orgaanilistest ühendelst koosnevad kõik elusolendid, nii taimed ja loomad kui ka nende kõdunemisel ja moondumisel tekkinud ained, nagu turvas, kivilüsi jne.

Süsinikuühendid tekivad eeskätt taimede elutegevuse tagajärjel. Rohelised taimed imavad õhust süsihappegaasil, mis taimerakkudes päikese valguse toimetel veega ühinedes tekitab süsinikuühendid. Tekivad tärklis, suhkur, tselluloos, õlid, valgud ja muud orgaanilised ained. Seejuures vabaneb hapnik, mis jälle õhku eraldub. Nii rikastavad taimed õhku hapnikuga ja puhastavad süsihappegaasist. Tekkinud ained lähevad taimedes rakkude ehituseks ja tagavaraks, vähem osa hapendatakse ära elutegevuseks vajaliku energia saamiseks.

Loomad, samuti inimesed, tarvitavad taimis tekkinud aineid oma toiduks. Loomade organismis tekivad neist uued üendid, mis osalt organismi ehituseks kasutatakse, osalt elutegevusel hapendatakse süsihappegaasiks, veeks ja muudeks ühendelks. Uhtlasi vabaneb sellejuures soojusenergia, mis sidunes ühendite tekkimisel taimis ja kasutatakse nüüd loomaorganismides elutegevuse säilitamiseks. Osa taimi (puud) kasutatakse igapäevases elus ja tehnikas soojusenergiasaamiseks nende põletamise teel. Seejuures põleb taimis leiduv süsinik jälle süsihappegaasiks.

Seega orgaaniliste ainete tekkimisel moondub päikese soojus- ja valgusenergia nende ainete keemiliseks energiaks. Orgaanilise aine lagumisel ja põlemisel moondub keemiline energia soojusenergiaks.

Orgaaniliste ainete pea-koostisosana on süsinik tähtsaim orgaanilist elu võimaldav lihtaine.

15. Põlemine.

Nagu kindlaks tegime, on põlemine põlevate ainete keemiline ühinemine hapnikuga (hapendumine), kusjuures tekivad soojus ja valgus. Vaatleme põlemist lähemalt.

On tuttav, et ained harilikult iseenesest ei lähe põlema, vaid tuleb neid süüdata. Süütamisel kuumendame aine tema süttimistemperatuurini, näit. peergu või küünlatahti otse tulega soojendades. Süttimine toimub ka ilma tuleta, näit. puidu või paberi kokkupuutumisel kuuma rauaga. Samuti kuumutades lahtises nõus tõrva või rasva võivad need põlema süttida, ilma et tuli neile ligi pääseks. Fosfor süttib juba siis, kui puutuda teda kuuma vett sisaldava katseklaasiga. Fosforit sisaldav tuletikupea süttib hõõrumisest tekkiva soojuse mõjul. Diiselmootori silindris kütteaine aurud süttivad gaaside kokkusurumisel tekkiva kõrge temperatuuri mõjul.

Igale ainele, mis põleda võib, on omane teatav temperatuur, mille juures ta põlema süttib. Nii on fosfori süttimistemperatuur umbes 50° , puidul umbes 270° , söel umbes 350° , koksil 700° , magneesiumil umbes 800° .

Gaasid ja kergesti auruvad vedelikud, nagu bensiin, piiritus jt., süttivad tulega kokku puutudes palju hõlpsamini kui muud sama süttimistemperatuuriga tahked ained või raskestiauravad vedelikud. Põhjuseks on see, et gaasid ja aurud kergemini süttimistemperatuurini soojenevad. Seda nähtust kasutatakse tulesüütajais, kus bensiini aurud süttivad juba sädemeist. Bensiini- ja gaasimootorite silindreis põletusgaasid süüdatakse elektrisädeme abil.

Kergestisüttivad ained on ühtlasi väga tuleohtlikud. Näit. bensiini ümbervalamisel tule lähedal võivad bensiiniaurud tuleni jõudes süttida ja süüdata kogu bensiini, mis on sageli põhjustanud tuleõnnetusi. Samuti pääseb mõnes tööstuses (õlide töönduses) kergestisüttivate ainete aurused või gaase õhku, mis ainsast sädemest võivad süttida ja tekitada tulikahju. Samal põhjusel tekivad plahvatused kivisööekaevandustes, kuna seal eraldub kivisöe kihtidest kergestisüttivat gaasi. Ka mõnede ainete (puidu, lina jt.) tolmu süttib kergesti.

Põlemisel tekkiva kõrge temperatuuri mõjul põlemisgaasid paisuvad. Gaasiliste ainete ja tolmu põlemine ning ühtlasi põlemisgaaside paisumine toimub väga kiirelt, mistõttu tekib plahvatus.

Süttinud aine edasipõlemine toimub juba põlemisel tekkiva kuumuse mõjul. Põlemise intensiivsus oleneb põlemisel tekkivast soojushulgast ja selle edasiandumisest põlevale ainele. Tikul põlevat otsa ülespidi hoides kustub tikk, allapoole hoides läheb ta hästi põlema. Hõõguvat sütt külmale metallile asetades kustub see, kuid kuumal plekil hõõgub edasi.

Tuli kustub, kui põleva aine temperatuur langeb madalamale tema süttimistemperatuurist või puudub hapnik põlemiseks. Küünla peale puhudes kustub ta seepärast, et kiire õhuvool jahutab põleva aine alla süttimistemperatuuri. Samuti kustub tuli, kui takistatakse õhu juurdepääsu tulele.

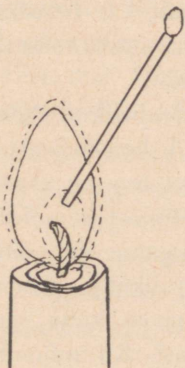
Tule kustutamisel veega vähendatakse põleva aine temperatuuri ja takistatakse õhu juurdepääsu. Vähemate esemete, näit. põleva riide kustutamiseks kaetakse see suurema riidega, et õhu juurdepääsu takistada. Kinnistes ruumides on tulikahjud tihtigi kustunud õhupuuduse tõttu. Seepärast on vajalik põlevate ruumide ukSED ja aknad sulgeda, kui on võimalik.

Mitmesuguste ainete põlemisel võib erinevusi märgata. Näit. süsi põleb ilma leegita – hõõgub. Väävel ja vesinik põlevad sinaka mittevalgustava leegiga. Küünal, puit ja õlid põlevad valgustava leegiga, kuna magneesium põleb heleda, pimestavvalge leegiga.

Küünlaleeki vaadeldes võime märgata kolme erinevat osa. Seesmine osa tahi ümber on läbipaistev, keskmine osa on valgelt kiirgav, mida ümbritseb vaevalt nähtav sinakas väliskihht.

Tikku risti leegis hoides söestub see kõigepealt väliskihhis, mis näitab, et seal temperatuur on kõige kõrgem.

Kui leegi sisemisse ossa asetada klaasitoru ots, tungib torru halli gaasi, mida toru teisest otsast väljavoolamisel võib



Joon. 13. Küünla leek.

põlema süüdata. Seega leegi siseosa koosneb gaasidest, mis on tekkinud küünla aine lagumisel kõrge temperatuuri mõjul.

Kui leegi helendavas osas hoida mõnda külma eset, näit. naela või klaaspulka, siis kattub see tahmaga, mis koosneb teatavasti süsiniku kübemeist. Leegi valgus tekibki lenduvate süsiniku kübemetete hõõgumise tagajärjel. Leegi keskmises osas lagub aurustunud küünlaaine kõrge temperatuuri mõjul gaasiliseks aineks, misjuures vabaneb süsinik väikeste kübemetena. Leegi keskosa kuumad gaasid ja hõõguvad süsinikukübemed püüavad energiliselt ühineda hapnikuga, võttes hapnikku ka kergemalt laguvaist ühendeist. Sellepärast on see leegi osatandava mõjuga.

Leegi väliskihis segunevad gaasid õhuga ja põlevad lõplikult, ühinedes hapnikuga. Seetõttu on leegi temperatuur siin kõige kõrgem. See leegi kiht on hapendava mõjuga, kuna ained selles kuumuse mõjul kergesti ühinevad hapnikuga.

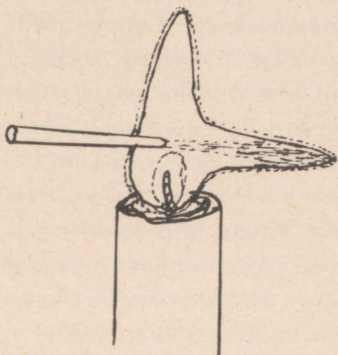
Leegi moodustavad seega hõõgkuumad põlevad gaasid. Leegiga põlevad tahked ja vedelad ained muutuvad enne põlemist (ühinemisreaktsiooni) gaasideks.

Valgus tekib põlemisel peamiselt tahkete aineosakeste hõõgumise tagajärjel. Vesiniku, väävli, osalt ka piirituse leek annab vähe valgust, kuna seal puuduvad hõõguvad tahked aineosakesed. Tahetakse suurendada gaasi, piirituse, petrooli jne. leegi valgust, asetatakse gaasi- või petrooli-hõõglambi leegile eriline võrk, mis hõõgudes sünnitab tugevat valgust. See võrk koosneb haruldaste metallide (tooriumi ja tseeriumi) hapendeist.

Põlemisel tekkiv soojushulk oleneb peamiselt põlevast ainest. Kõige rohkem soojust tekib vesiniku, atsetüleeni, söe ja mõnede orgaaniliste ainete põlemisel. Neid aineid kasutatakse ahjude kütmiseks ja soojusenergia saamiseks jõujaamades.

Põlemise intensiivsus ja leegi temperatuur oleneb veel värske (hapnikurikka) õhu juurdepääsust. Kui õhu juurdepääsu takistada, siis hakkab tuli suitsema – leegist eraldub hulk põlemata süsinikku tahma näol. Kui aga leeki juhtida

rohkesti õhku, toimub põlemine täielikult, kuna leegi valgustusvõime hõõguvate osade kiirema põlemise tõttu väheneb või koguni kaob, kui õhu hapnik leegis põlevgaasidega hästi seguneb. Intensiivsema põlemise puhul vabaneb soojus kiiremalt ja tõuseb ühtlasi leegi temperatuur. Põlemise intensiivsus ja leegi temperatuur tõusevad tunduvalt, kui õhku rõhu



Joon. 14. Pistleek jootmisel.

all suure kiirusega leeki või küttekoldesse juhtida. Väikese leegi juures tehakse seda joote-toru abil puhudes, näit. tinu-tamisel või jootmisel. Ääsesse, leekahjudesse ja valamisahju-desse surutakse õhku lõõtsade, ventilaatorite või õhupumpade abil. Harilikes küttekoldeis toimub kiirem õhu juurdevool korstnatõmbe abil.

Põlemise intensiivsus ja leegi temperatuur tõuseb tunduvalt,

kui õhu asemel juhitakse leeki puhast hapnikku. Hästi saab seda teostada gaasiliste ainete põletamisel eripõleti abil (vt. vesinik).

16. Põletusained.

Põletusaineina kasutatakse neid aineid, mis põlevad hästi ja tekitavad palju soojust, mida saadaval vajalikul määral ja mille tarvitamine majanduslikult on tasuv. Neid aineid leidub looduses terve rida: puit, turvas, kivisüsi, põlevkivi, maaõli (nafta) ja maagaas (vähesel määral). Tehnilise ümbertöötamise teel saadakse neist kunstlikke põletusaineid, mis mõnes suhtes paremad on kasutada: puidusüsi, koks, briketid, bensiin, petrol, mootornafta, põlevkiviõli ja muud kunstlikult valmistatud põletusõlid, siis valgustusgaas, generaatorgaas, vesi-gaas jne.

Põletusainete väärtust hinnatakse eeskätt nende põlemisel tekkiva soojuse hulga järgi. Soojushulka (kcal), mis

tekib 1 kg (gaasidel 1 m³) kuiva ja puhta aine põlemisel, nimetatakse selle aine üliseks kütteväärtuseks (teoreetiline caloorsus). Tegelikult saadav soojuse hulk on väiksem, kuna osa soojust läheb põletusainesis niiskuse näol oleva vee aurutamiseks. Seda soojushulka (kcal), mida tegelikult saadakse 1 kg (gaasidel 1 m³) aine põlemisel, nimetatakse selle kütteaine aluseks kütteväärtuseks (madalam caloorsus) või ka lihtsalt kütteväärtuseks, ka soojusvõimsuseks. Puhta süsiniku (söe) üline kütteväärtus on 8100 kcal ja vesiniku üline kütteväärtus on 34100 kcal. Põletusainete kütteväärtus oleneb nende keemilisest koostisest ja niiskuse ning tuha sisaldusest. Põletusained koosnevad peamiselt süsinikust, vesinikust ja hapnikust, kuna väävlit ja lämmastikku leidub vähe. Peale selle sisaldavad nad tuha koostisse kuuluvaid mineraalaineid ja niiskust. Kasulikud neist on süsinik ja vesinik, mis põlemisel tekitavad soojust, kuna muud ained vähendavad kütteväärtust või tekitavad kahjulikke ühendeid (väävel). Tuhk vähendab põlemise intensiivsust, on asjata ballastiks põletusaine veo puhul ja on tülikas kõrvaldada küttekoldest.

Tahkeis põletusainesis leidub pea alati vett niiskuse näol. Seetõttu väheneb põletusaine kütteväärtus, kuna osa soojust läheb vee aurutamiseks. Nii annavad mürjad puud põledes märksa vähem soojust kui kuivad. Niiskuse tõttu väheneb ka põlemise intensiivsus. Niiskust vähendatakse põletusainete kuivatamise teel.

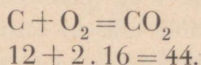
Mõnes põletusaines (eriti kivisöes) leiduv väävel on kahjulik, kuna ta tekitab kütteseadiste raudosadel (korstnad jm.) roostetamist; ka tekitab ta halba lõhna.

Tähtsad on ka põletusainete süttivus, põlemise intensiivsus ja põlemisel tekkiv temperatuur. Mida paremini süttib ja põleb kütteaine, seda hõlpsam on seda tarvitada. Intensiivsel põlemisel tekib ka kõrgem temperatuur, mistõttu soojus leiab paremini kasutamist.

Põlemise intensiivsus oleneb veel värske õhu juurdevoolust. Mida paremini ja kiiremini värske õhk tulele pääseb ligi,

seda paremini põleb tuli. Kivisüsi ja koks vajavad eriti head õhutõmmet.

Põlemiseks vajalikku õhuhulka on võimalik teoreetiliselt arvutada. Seda tehakse põletatavate ainete aatomikaalude abil. Näit. sõe põletamisel süsihappegaasiks arvutatakse vajalikku õhuhulka järgmiselt:



12 kaaluosa sõe (süsiniku) põlemiseks on vaja 32 kaaluosa hapnikku. 1 kg sõe põletamiseks on vaja $32:12 = 2,67$ kg hapnikku; mahu peale ümber arvutades saame: $2,67:1,43 = 1,86 \text{ m}^3$ hapnikku. Kuna õhus on hapnikku 21 % (mahu j.), siis on põlemiseks vajalik õhuhulk $\frac{1,86 \cdot 100}{21} = 8,25 \text{ m}^3$ normaalse rõhu juures.

Tegelikult peab aga õhku teoreetiliselt arvutatud hulgast rohkem olema, et põlemine korralikult teostuks. Nimelt läheb küttekoldest osa õhku ilma põlemisest osa võtmata läbi, eriti siis, kui küttekolde uks on lahti, küttekoldes palju tühja ruumi ja põletusaine asetseb tihedalt. Osa gaasistunud põletusaineid ei saaks siis hapnikuga ühineda ja läheks põlemata korstnasse, millega on seotud soojuse kaotus. Hapniku puudusel tekivad tahm ja vingugaas CO. 1 kg sütt süsihappegaasiks põledes annab 8100 kcal soojust, vingugaasiks põledes ainult 2400 kcal.

Praktiliste kogemuste järgi on tahkete ainete põlemisel õhku 2 – 4 korda rohkem vaja, kui on teoreetiliselt arvutatud, olenevalt põletusainest ja küttekoldest. Vedelad põletusained pihustatakse küttekoldes erilise pihustiga, kusjuures nad õhuga paremini segunevad. Siin on vajalik õhu ülihulk umbes 50 %. Gaasiliste kütteainete põlemisel võib õhu ülihulk vähem olla, umbes 20 – 25 %, kuna gaasid hästi segunevad ja täielikult põlevad.

Vähema õhu ülihulga vajaduse tõttu põlemisel kasutatakse vedelate ja gaasiliste ainete põlemissoojus täielikumalt ära kui tahkete ainete põlemissoojus. Kuna vedelail ja gaasilistel ainel puudub ka tuhk ja niiskus, hinnatakse neid põletusainetena kõrgelt.

Tähtsamad andmed põletusainete kohta.

Põletusaine	Alune kütteväärtus kcal/kg	Tuha %	Niiskuse %
a) tahked põletusained:			
Antratsiit	7 500 – 8 000	3 – 7	1 – 3,5
Kivisüsi, harilik	6 000 – 7 600	3 – 10	1 – 10
Pruunsüsi	2 100 – 5 500	10 – 20	10 – 30
Põlevkivi, I s.	3 200 – 3 500	41 – 46	10 – 12
Põlevkivi, II s.	3 100 – 3 300	45 – 52	10 – 12
Põlevkivi, III s.	2 100 – 2 600	52 – 55	10 – 15
Turvas	2 800 – 4 800	1,5 – 10	16 – 29
Puit	3 400 – 4 100	0,3 – 3	7 – 22
Puidusüsi	7000	1,5 – 10	
Koks	6 600 – 7 400	5 – 12	1 – 5
b) vedelad põletusained:			
Maaõli (nafta)	9 900 – 11 500		
Bensiin	10 500 – 11 000		
Petrool	10 500 – 11 000		
Põlevkivi kütteõli	9 300 – 9 500		
Põlevkivi mootornafta	10 200 – 10 400		
Piiritus (95 %)	6700		
c) gaasilised põletusained:			
	kcal/m ³		
Valgustugaas	4900 – 5500		
Köksigaas	4100		
Generaatorgaas	800 – 1200		
Vesigaas	1800 – 2800		
Vesinik	2600		
Atsetüleen	13 500		

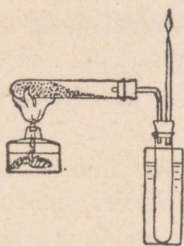
Puit. Puitu tarvitatakse õige rohkesti põletusainena, enamasti elukorterite kütmiseks. Puit süttib hõlpsasti ja põleb hästi, pika leegiga. Leegi temperatuur on keskmiselt 1000 – 1200 °.

Kuivas puitaines leidub umbkaudu: süsinikku 50 %, vesinikku 6 %, hapnikku 43 %, lämmastikku 0,5 % ja mineraalaineid 0,5 %. Toorpuut sisaldab niiskust (vett) 30 – 50 %. Puit ei kõlba kütteks, kui temas on niiskust üle 33 %. See-

pärast lastakse küttepuidul kuivada. Täiesti õhukuiv puit sisaldab niiskust umbes 15 – 18⁰%, lahtiselt väljasseisev puit umbes 20 – 25⁰%. Niiske puidu kütteväärtus on 3400 – 4100 kcal, täiesti veevabal puidul 4400 kcal.

Vanasti valmistati puidust puidusütt mülimise teel. Puud, kändud jne. laoti kuhja ja kaeti mullaga pealt kinni, jättes üles ja alla õhuaugud sisse. Põlemine toimus vähese õhuga, nii et puit ei saanud ära põleda, vaid kuumuse mõjul söestus.

Utmine. Utmise all mõistetakse põleva aine kuumutamist ilma hapnikurikka õhu juurdevooluta, kus põlemist ei saa tekkida. Näit. kuumutame kinnises katseklaasis saepuru või pilpaid.



Joon. 15. Utmine katseklaasis.

Kuumuse mõjul puitaine laguneb tahkeks söeks ja gaasideks. Osa gaasilisi aineid (aurud) vedelduvad jahutuskatseklaasis, kuna vedeldumata jäänud gaasilised ained lenduvad minema; neid võib toru otsas põlema süüdata. Süsi jääb esimesse katseklaasi. Samal põhimõttel toimub ka utmine suuremas ulatuses.

Utmine toimub utmisel tekkivate ainete saamiseks. Need püütakse eraldada võimalikult utmisel kohe või eraldatakse hiljem üksteisest utmis-saaduste ümbertöötamise teel.

Puitu kuumutatakse suurtes kinnistes raudsilindreis (retortides) kuni 500^o-ni. Tekkivad gaasid juhitakse jahutisse, kus vedelduvad vedelikud ja tõrvad, kuna gaas läheb gaasimahutisse ja kasutatakse enamasti utteahjude kütmiseks. Vedelik koosneb peamiselt puutõrvast, äädikhapest ja puupiiritusest.

Utmisel saadavate ainete vahekord:

	süsi	tõrv	äädikhape	puupiiritus
Lehtpuud . .	21 – 34 ⁰ o	3 – 6 ⁰ o	3,5 – 10 ⁰ o	2 – 2,5 ⁰ o
Okaspuud . .	21 – 35 ⁰ o	5 – 20 ⁰ o	2,5 – 3,5 ⁰ o	0,4 – 0,8 ⁰ o

Väärtuslikum neist aineist on süsi, kuna muid aineid hinnatakse vähem. Kasekoorte utmisel saadakse tõkatit, kuna okaspuu kändude utmisel saadav tõrv rohkesti sisaldab tärpentiinõli.

Turvas. Turvas on tekkinud peamiselt samblast, mille alumiste kihtide kõdunemine on hapniku puudusel seisma jäänud. Kõdunemise tagajärjel on turbas süsiniku protsent suurenenud ja hapniku protsent vähenenud. Keskmiselt sisaldab turba põlev osa C – 60%, O – 34% ja H – 6%. Turbakihi paksus soodes kõigub mõnest sentimeetrist 15 meetrini. Sügavamal olev turvas on vanem ja suurema kütteväärtusega. Leegi temperatuur on umbes 900°. Kütteturbas on tuhka 1,5–10% ja niiskust 12–20%. Turba tootmine toimub käsitsi kaevates või vastavate masinate – turbapresside abil. Labidaturvas ei ole küllalt tihe ja puruneb kergesti. Masinaturvas on hästi tihedam ja põleb paremini. Turvas põleb väikese leegiga ja pikkamisi. Turba paheks on kergelt lenduv tuhk ja eriline lõhn põlemisel, mis pärast teda elukorterite kütmisel meeleldi ei kasutata.

Turvast tarvitatakse peamiselt aurukatelde kütmiseks jõujaamades ja gaasigeneraatoreis gaasi valmistamiseks. Viimasel ajal valmistatakse turbast *brikette*, mis on kütmiseks praktilisemad. Karjalautades kasutatakse alusturvast aluspõhu asemel, kuna ta imeb endasse virtsa ja lõhnavaid aineid. Alusturbaks kasutatakse pealmisi vähemkõdunenud turbakihte.

Õhukuiva turba tagavarasid hinnatakse Eestis 2 miljardile tonnile.

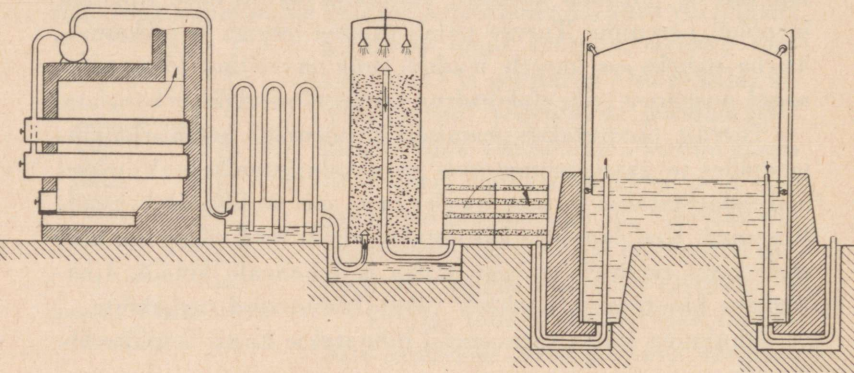
Kivisüsi. Kivisüsi on tekkinud vanemal ajal selleaegsete taimede jäänustest, mis sattusid aja jooksul maakihtide alla. Maakihtide rõhumise ja kõrgema temperatuuri mõjul taimejäänused liitusid ja söestusid.

Koostiselt on kivisüsi süsinikurikkam ja hapnikuvaesem kui turvas. Põlev aine sisaldab: C 75–90%, O 3–15%, H 4–6%, N 0,2–2% ja S 1–3%. Mineraalaineid leidub kivisöes 5–10% ja niiskust 1–4%.

Omaduselt jaguneb kivisüsi mitmesse liiki: tähtsamad neist on antratsiit, harilik kivisüsi ja pruunsüsi. Antratsiit on vanim, noorim on pruunkivi. Kõige paremaks hinnatakse antratsiiti, mille kütteväärtus on umbes 7500–8000 kcal. Hariliku kivisöe kütteväärtus on 6000–7600 kcal ja pruunsöel umbes 2100–5500 kcal. Harilik kivisüsi omakorda jaguneb erisortidesse: kütte- ehk katlasüsi (põleb lühikese leegiga, jääb

murenev tuhk), sepašüsi (põleb lühikese leegiga, sulab põlemisel kokku), gaasisüsi (annab utmisel rohkesti gaasi, põleb pika leegiga), koksisüsi (annab utmisel head koksi) jne.

Kivisöe utmine toimub üldjoontes samaselt kui puidu utmine. Kivisöega täidetud suuri silindrikujulisi šamottretorte köetakse väljastpoolt kivisöega või uttegaasiga. Koksivalmistamisel kuumutatakse kivisütt kuni 850 °-ni, valgustusgaasi valmistamisel 1000 – 1300°-ni. Utmise toimub kas valgustusgaasi või koksi valmistamise otstarbel. Teine neist aineist on kõrvalsaaduseks.



Joon. 16. Kivisöe utmine.

Tekkinud uttegaasid lähevad jahutisse, kus kondenseerub tõrv; pesijas lahustub ammoniaak ja puhas gaas läheb gaasimahutisse. Valgustusgaasi valmistamisel saadakse 100 kg kivi-
söest umbes 65 kg koksi, 30–40 m³ gaasi ja 5 kg tõrva.

Koksi valmistamisel saadakse 100 kg kivisöest (koksisöest) koksi 75–80 kg, tõrva 2–5%, ülejäänud on gaas ja utmisel tekkinud vesi. 50% saadavast gaasist läheb utteahjudes kütmiseks, kuna ülejäänud gaas kasutatakse mujal põletus-aineaks.

Kivisöetõrv sisaldab desinfitseerivaid aineid. Kivisöetõrva tarvitatakse otseselt ehituste juures immutusvahendina, katuse-
tõrva valmistamiseks ja rohkesti ümbertöötamiseks keemia-
tööstuses. Kivisöetõrvast valmistatakse põletusõlisid, bensooli,

immutusõlised, pigi, naftaliini, karboolhapet ja palju muid aineid. Kivisöetõrvast saadakse tooraineid orgaaniliste värvide ja lõhkeainete valmistamiseks.

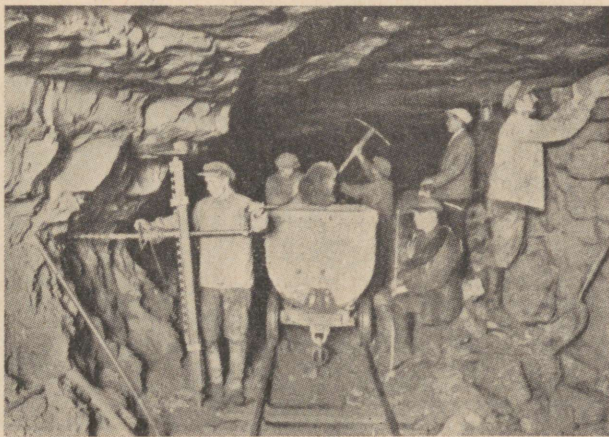
Kivisüsi on parimaid põletusaineid. Teda tarvitatakse suuresl määral aurukatelde kütmiseks ja utmiseks valgustus- ja põletusgaasi ning koksi saamise otstarbel.

Kivisöe lademeid leidub kogu maailmas. Suuremad lademed asuvad Põhja-Ameerikas, Inglismaal, Saksamaal, Poolamaal, Venemaal, Hiinas ja Kanadas. Antratsiiti leidub P.-Ameerikas ja Saksamaal.

Kivisöetoodang 1936. a. oli umbes 1430 miljonit tonni. Suuremad tootjad olid P.-Ameerika Ühendriigid (u. 40 0/0), Inglismaa (u. 20 0/0) ja Saksamaa (u. 15 0/0).

Kivisüsi on maailma jõumajanduses tähtsamaid jõuallikaid, nagu näitavad andmed jõuallikate osatähtsuse kohta protsentides: kivisüsi – 57 0/0, puit – 18 0/0, maaõli – 13 0/0, vesi – 6 0/0, pruunsüsi – 2 0/0, teised vähem.

Põlevkivi. Põlevkivi meenutab ehituse poolest paekivi, millest ta on kergem ja pudevam. Värvilt on ta valkjaspruun kuni tumepruun.



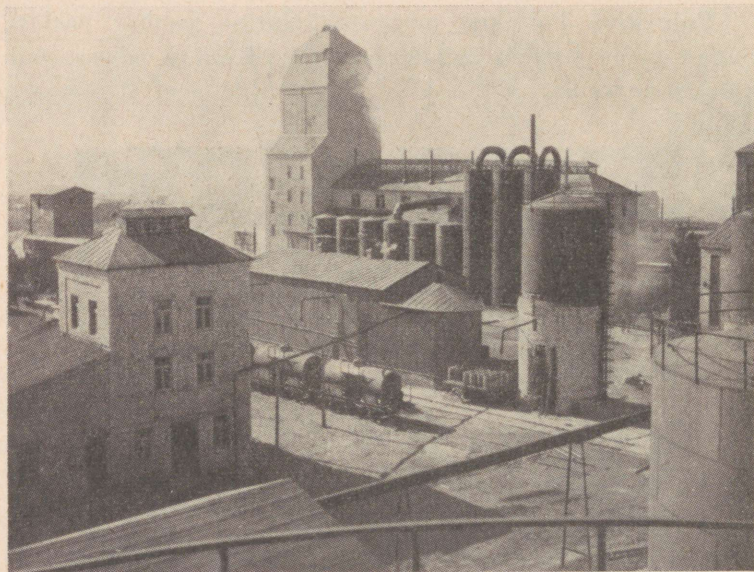
Joon. 17. Põlevkivikaevanduses.

Põlevkivi on tekkinud merevetikaist, mis sadenesid koos meremudaga põhja ja jäid õhu puudusel kõdunemata. Põlevkivis leidub ka selleaegsete mereloomakeste kivistisi.

Põlevkivi sisaldab orgaanilist ainet kuni 75% (keskmiselt 43%) ja vett umbes 12%, kuna ülejäänud osa on mineraalne. Kütteväärtus oleneb põlevaine sisaldusest kõikides 2000 – 4500 kcal (keskmiselt 3200 kcal). Põlevkivi süttib visalt ja põleb pikkamisi; korralikuks põlemiseks on vajalik sagedane liigutamine. Suureks puuduseks on rohke tuhasisaldus, mistõttu ka kütteväärtus ja põlemiskiirus on väikesed.

Põlevkivi tarvitatakse jõujaamades aurukatelde ja raudteel vedurite kütmiseks. Suurem hulk põlevkivi läheb utmiseks kütteõlide saamise otstarbel.

Põlevkivi utmise viisid pole veel lõplikult välja kujunenud. On katsetatud paljude menetlustega, milledest paremaid tulemusi annavad need, kus kuumad gaasid või õliaurud juhi-



Joon. 18. Põlevkivi toorõlivabrik. A.-s. Es. Eesti Põlevkivitööstus.

takse läbi kuumade põlevkivi kihtide. Kuumuse mõjul orgaaniline aine laguneb gaasilisteks, vedelaiks ja pigitaolisteks aineiks. Soojendusgaasid küllastuvad õliaurudega põlevkivi

kihis, annavad need ära erilistes jahuteis ja juhitakse jälle tagasi utteretorti. Põlevkivi utteseadised on võrdlemisi kee-
rulised.

Põlevkivi utmisel saadakse põlevkivi toorõli. See on tumepruun kuni must tõrvataoline vedelik, mis koosneb paljudest ühendeist. Rohkesti leidub selles raskeid õlisid ja pigitaolisi aineid, kuna kergete õlide (toorbensiini) hulk kõigub 3–25 0/0-ni. Toorõli täpsad omadused ja koostis olenevad utteviisidest. Erikaal on 0,94–0,99 ja kütteväärtus umbes 9600 kcal. Niiskest põlevkivist saadakse toorõli umbes 20–22 0/0.

Toorõli kasutatakse osalt põletusõlina, suurelt osalt töötatakse ümber muudeks saadusteks. Tähtsamad toodetavad ained on kerge- ja raskebensiin, mootor- ja diiselnaftha, mitut liiki bituumenit teedeehitamiseks ja katuse-tõrva ning raualaki valmistamiseks, immutusõlid ja fenolaadid liiprite ja ehituspuidu immutamiseks, karbo-lineum viljapuude pritsimiseks, atsetoon jne. Seega leiavad põlevkivisaadused mitmekülgset kasutamist. Osalt asendavad nad maaõli saadusi, osalt kivisöetõrva saadusi.

Põlevkivi on Eesti tähtsaim maapõuevara. Tema kihid asetsevad lubjapae lademetete vahel Põhja-Eestis. Majanduslikult kasutatavad lademed ulatuvad läänest itta Haljala-Rakvere joonest Vaivarani ja põhjast lõunasse mererannikult 5–10 km kauguselt kuni Peipsi järveni. Põlevkivi tagavarasid arvatakse 5,5 miljardile tonnile.

Põlevkivi aastane toodang 1939. a. oli umbes 2 milj. tonni ja toorõli toodang umbes 200 000 tonni. Toodang kasvab iga aastaga.

Maaõli (nafta). Maaõli on pruun kuni rohekasmust vedelam või paksem õlitaoline vedelik, omapärase lõhnaga. Erikaal kõigub 0,65–1,02 vahel.

Maaõli arvatakse tekkinud olevat vanema ajastu taimede ja loomade kõdunemisel säilinud rasvade, õlide ja vahade moondumisel maapõues suure surve ja kõrgema temperatuuri mõjul pikema aja vältel. Maaõli koosneb paljudest gaasilisist, vedelaist ja tahkeist süsivesinikest. Maaõli sisaldab süsinikku umbes 86 0/0 ja vesinikku 14 0/0, kuna muid lihtaineid on väga

vähe. Kuna maaõli koosneb ainult põlevaist aineist, tuhk ja vesi täiesti puuduvad, on ta ideaalne kütteaine. Kütteväärtus on 10 000 – 11 000 kcal.

Maaõli leidub mitmel pool maa sees suurtes kogustes. Tähtsamad leiukohad on P.-Ameerika Ühendriikides, Mehhikos, Venezuelas, Kolumbias, Rumeenias. Kaukaasias, Pärsias, Ida-Indias jm. Praegu toodetakse aastas 250 miljonit tonni, sellest umbes 60 0/0 P.-Ameerika Ühendriikides.

Looduslikul kujul tarvitatakse maaõli aurukatelde ja mootorite põletusainena võrdlemisi vähe. Suurem osa maaõli töötatakse ümber mitmesuguseiks põletus- ja määrideõlideks.

Kuna maaõli koosneb mitmesuguse keemistemperatuuriga süsivesinikest, on teda võimalik destilleerimise abil järkudesse eraldada. Selleks tõstetakse destilleerimise katlas maaõli temperatuuri järk-järgult ja kogutakse teatud temperatuurivahe mikkudes äraauranud osad jahtumisel eraldi. Üksikuid ühendeid ei püüta eraldada puhtalt, mis ka tehniliselt oleks võimatu, vaid iga järk koosneb alati paljudest süsivesinikest, millede keemispunktid üksteisele lähedased on.

Tähtsamad maaõli järkjärgulise destillatsiooni saadused.

Õlid	Erikaal (keskmine)	Keemis- temperatuur
Petrooleeter	0,65	40 – 70 °
Kergebensiin	0,70	60 – 110 °
Raskebensiin	0,73	100 – 170 °
Ligroiin (lakk-bensiin).	0,78	100 – 180 °
Petroot	0,80	150 – 300 °
Kütteõli (gaasõli) . .	0,85	300 – 350 °
Määrideõlid	0,88 – 0,95	üle 350 °

Maaõli ja temast valmistatud tooteid nimetatakse üldiselt **mineraalõlideks**.

Petrooleeter (gasoliin) on väga kergesti aurav; tarvitatakse riiete puhastamiseks ja töönduses rasvade lahustajana. Kergebensiini (aviobensiin) tarvitatakse lennukite mootoreis põletusaineks. Raskebensiini tarvitatakse automootoreis põletusaineks.

ja õlide ekstraheerimiseks taimeõli- ja värnitsatööstuses. Kuna bensiinid lahustavad hästi rasvu, määrdeõlisid jne., siis kasutatakse neid masinaosade, riiete, käte jne. puhastamiseks rasvadest ja õlidest.

Ligroiini tarvitatakse lakkide ja õlivärvide valmistamisel.

Petrooli tarvitatakse petroolmootoreis põletusaineks ja petroollampides valgustuseks. Valgustuspetrooli leekpunkt (madalaim temperatuur, mille juures petrooli aurud tulesädemest süttivad) ei tohi Eestis olla alla 28°C . Petrooli ja määrdeõlide vahepealne destillaat moodustab kütteõli. Tarvitatakse nafta- ja diiselmootoreis põletusaineks.

Ule 350° keemistemperatuuriga õlijärke tarvitatakse määrdeaineks.

Peale bensiini, petrooli ja määrdeõlide eraldamist maaõlist jääb järele pehme pigitaoline aine, mida nimetatakse gudrooniks. Teda tarvitatakse asfaldi, brikettide ja katusepapi valmistamiseks.

Mõnest maaõli liigist saadakse nende ümbertöötamisel vaseliini ja parafiini.

Uksikute destillaatide hulk oleneb maaõlide päritolust. Nii sisaldab Ameerika maaõli rohkem bensiini ja petrooli, kuna Vene maaõlis on rohkem raskemaid õlisid.

Kuna destilleerimisel saadud õlid sisaldavad mõningal määral kergelt lagunevaid ühendeid, mis õlide väärtust vähendavad, puhastatakse neid kange väävelhappe ja seebikivi lahuse abil ning pestakse veega läbi.

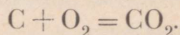
Puhtad mineraalõlid on püsivad keemiliste mõjude suhtes, on vees lahustumatud ja ei juhi elektrit.

Põletusgaasid. Paljudel juhtudel tarvitatakse gaasilisi põletusaineid. Gaasilise põletusaine paremusteks on täielik tuha puudumine, puhas, lenduva tuhata leek, täielik põlemine väikese õhu ülihulga juures, reguleeritav temperatuur ning lõpuks kiire kütmise algus ja lõpp.

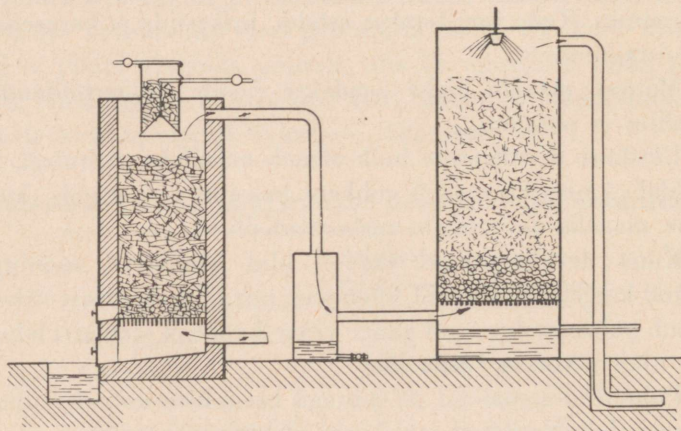
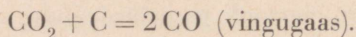
Gaasilisi põletusaineid tarvitatakse sellistes tööstustes, kus muud põletusained pole sobivad tuha sisalduse või mõne muu põhjuse tõttu, näit. klaasitööstuses, martinahjudes terase valmistamisel jne. Rohkesti kasutatakse põletusgaase mooto-

rite põletusaineks suuremais kui ka vähemais jõujaamades ja viimasel ajal ka sõidukite mootoreis.

Generaatorgaas. Generaatorgaasi produtseeritakse erilistes ahjudes – generaatoreis. Generaatorgaas tekib põletusaine puuduliku põlemise tõttu. Silindrilisse ahju asetatakse põletusaine paksu kihina. Alt juhitakse õhku vähe juurde, nii et põlemine ainult alumises kihis täielikult toimub, kuna ülalpool põletusaine söestub. Alumise kihi ärapõlemise tõttu vajub ülemine söestunud kiht alla, kus süsi põleb süsihappegaasiks:



Järgmises kihis süsihappegaas kokku puutudes hõõguvate sütega laguneb ja tekib vingugaas:



Joon. 19. Gaasigeneraator.

Ülalpool kütteained lagunevad kuumuse mõjul, tekitades gaasilisi aineid ja sütt. Ülemistes kihtides toimub põletusaine eelsoojenemine ja kuivamine. Ülalt lisandatakse aegajalt uut põletusainet. Generaatorist läheb gaas läbi tõrvaeraldaja ja pesija gaasimahutisse.

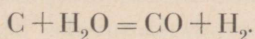
Gaasigeneraatoreis tarvitatakse vähemväärtuslikke põletusaineid, nagu puidujäänuseid, kände, turvast, põlevkivi jne.,

kuid ka kivisütt. Vähemais, sõidukeile monteeritud generaatoreis tarvitatakse paremaid põletusaineid, nagu koksi, puidusütt ja puitu.

Generaatorgaasi kütteväärtus on umbes 800 – 1200 kcal 1 m³ gaasi kohta. Väike kütteväärtus on tingitud sellest, et generaatorgaas sisaldab 60 – 65 % lämmastikku ja muid mitte-põlevaid gaase.

Generaatorgaasi tarvitatakse klaasi-, keraamika-, terasejt. töönduses ja gaasimootorite põletusainena jõujaamades ning sõidukeil.

Vesigaas. Vesigaasi valmistamiseks tarvitatakse koksi või puidusütt. Vesigaasi valmistamisel puhutakse umbes 1 meetri paksune koksi (söe) kiht tugeva tuulega hästi hõõguvaks, siis lastakse ülekuumendatud veeauru läbi hõõguva söekihi. Veeaur reageerib hõõguva söega, annab vingugaasi ja vesiniku:



See reaktsioon neelab soojust ja söekiht jahtub. Kuumen-datakse seda uuesti õhuga läbi puhudes. Nii järgnevad vaheldumisi gaasivalmistamine ja kuumaks puhumine. Kuumaks puhumisel tekib gaas on vähese kütteväärtusega ja lastakse enamasti õhku või kogutakse eraldi. Vesigaas on generaatorgaasist puhtam ja suurema kütteväärtusega, umbes 1800 – 2800 kcal/m³. Seda tarvitatakse terase- ja klaasitööstuses. Sageli lisandatakse vesigaasi harilikule uttegaasile, et otstarbekohast valgustusgaasi saada. Näit. Tallinna valgustusgaas koosneb 60 % kivisöe uttegaasist, 25 % vesigaasist ja 15 % põlevkivi uttegaasist.

17. Asfalt.

Asfalt on looduses esinev pigiaine. Enamvähem puhtana leidub teda Trinidaadi ja Sahhalini saartel nn. pigijärvedes ning Süürias lademetena. Täiesti puhast pigiainet nimetatakse bituumeniks. Segatult mineraalainetega leidub teda mitmel pool Saksamaal, Prantsusmaal ja mujal. Neist asfaltkividest võib puhtamat asfalti saada sulatamise teel.

Bituumen (puhas pigiaine) koosneb tahkeist süsivesinikest. Bituumen on tekkinud analoogiliselt maaõliga ja esineb maaõliga koos ja maaõli leiukohtade naabruses. Maaõli destilleerimise jääk *gudroon* on puhtaim bituumen.

Eestis valmistatakse bituumenit põlevkivi õlist, sellest kuuma õhku läbi puhudes. Põlevkivi bituumen on keemilise koostise poolest looduslikust bituumenist erinev.

Bituumen ei lahustu vees ja peab hapetele hästi vastu. Kõrgemal temperatuuril (üle $30 - 50^{\circ}$) bituumen muutub pehmeks.

Puhast bituumenit kasutatakse rualaki, katusetõrva ja -papi valmistamiseks, ehitustehnikas, maa sisse asetatavate malm- ja tsementtorude katmiseks jne.

Asfaldi saamiseks lisandatakse puhtale bituumenile mineraalaineid (lubjakivijahu, liiva jne.). Asfalti tarvitatakse puukui ka kiviseinte isoleerimiseks maapinnast niiskuse vastu ja niiskeis ruumides põranda katmiseks. Segatult liiva ja kruusaga kasutatakse asfalti kõnniteede tegemiseks ja kivistustikuga segatult sõiduteede tegemiseks. Kõnniteede tegemine toimub enamasti kuumalt valamise teel. Sõiduteede tegemine toimub kuumalt valtsimise (pressimise) teel.

18. Väävel (S). Väävelhape.

Omadused. Väävel on tahke, rabe, värvilt valkjaskollane aine. Müügil on ta tükkides ja peene pulbri (väävelõis) kujul. Erikaal on 2. Väävel vees ei lahustu, eetris ja piirituses lahustub vähe, hästi aga väävelsüsinikus.

Soojendamisel sulab väävel 115° juures õlitaoliseks vedelikuks. Edasi kuumutades muutub ta pruuniks ja sitkeks; üle 300° kuumutades muutub ta uuesti vedelaks. Valades seda külma vette saame pruuni veniva aine — plastilise väävli. Seistes muutub see aegamööda jälle kõvaks kollaseks väävliks. Väävel keeb 446° juures tumekollaka auruna, mis õhus kohe tardub peeneks kollaseks pulbriks. See ongi „väävelõis“.

Leidumine ja saamine. Väävlit leidub looduses ehedalt ja ühendeis. Ehedalt leidub väävlit vulkaanide läheduses. On segatud savi, kipsi ja muude lisanditega. Väävel eraldatakse mineraalidest sulatamise teel. Saadud toores väävel puhasta-

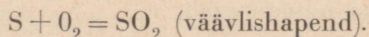
takse destilleerimise teel: kuumutatakse väävlit kinnistes raudkateldes keemiseni ja tekkinud väävliaurud juhitakse kinnisesse jahedasse ruumi, kus see sadeneb väävelõiena seintele.

Seotult leidub väävlit paljudes ühendeis, näit. raudpüriidis FeS_2 , vaskpüriidis CuFeS_2 , pliiälgus PbS , kipsis CaSO_4 jne. Vähemal määral sisaldavad väävlit looma ja inimese organismides esinevad ained.

Tähtsamad väävli leiukohad on Euroopas Sitsiilia ja Põhja-Ameerikas Louisiana (lademe paksus 350 m). Sitsiilias toodetakse väävlit 0,5 miljonit tonni, Louisiana 2 milj. tonni, mujal vähem.

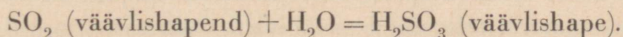
Tarvitamine. Väävlit tarvitatakse väävelhappe ja mitmete muude keemiliste ainete, püssirohu ja sõjagaaside valmistamiseks, kautšuki vulkaniseerimiseks jne. Vähemal määral kasutatakse väävlit raudesemete kinnivalamiseks kivisse ja taimeparasiitide hävitamiseks.

Väävlishapend. Väävel harilikul temperatuuril ei ühine muude ainetega. Õhus või hapnikus põleb väävel sinaka leegiga, tekitades kibeda lõhnaga lämmatava gaasi, väävlishapendi:



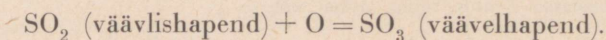
Väävlishapendis hoitud märg värviline riie ja värviline õis muutuvad mõne aja pärast värvituks (pleegivad). Väävlishapend ühineb värvainetega. Väävlishapendit kasutatakse siidi, villa ja teiste loomariigi kiudainete pleegitamiseks. Kuna väävlishapend ka pisikuid surmab, kasutatakse teda veinivaatide, veini- ja karastusjookide pudelite jne. desinfitseerimiseks ja hallituse hävitamiseks sahvreis ja keldreis. Sissehingamisel mõjub väävlishapend mürgiselt. Metallidega ühinemise tõttu mõjub ta metallesemeile sööbivalt, tekitades eriti raua roostet. Suitsugaasides leiduv väävlishapend põhjustab plekkkorstnate seest roostetamise. Mootorite põletusaineis leiduva väävli põlemisel tekkinud väävlishapendi mõjul võib mootorite silindreis tekkida sööbimine. Seepärast tohib mootorite põletusaines äärmiselt vähesel määral leiduda väävliühendeid.

Väävlishapend lahustub kergesti vees (1 mahus vees umbes 40 mahtu SO_2), ühinedes sellega väävlishappeks:

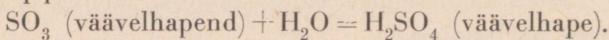


Väävlishape on nõrk hape, lahustab metalle pikkamisi. Alustega reageerides väävlishape tekitab soolad, mida nimetatakse sulfititeks.

Väävelhape. Saamine. Tehniliselt tähtsaim väävliühend on v ä ä v e l h a p e. Seda saadakse väävlishapendist. Kui väävlishapendi molekuliga ühineb veel üks hapniku aatom, siis tekib v ä ä v e l h a p e n d i molekul:



Puhas väävelhapend on toatemperatuuril värvitu vedelik. Ühineb energiliselt soojust eraldades veega ja tekitab v ä ä - v e l h a p p e:



Puhas väävelhape on värvitu, õlitaoline vedelik, erikaaluga 1,84; keemistäpp 338 °. Müügilolev väävelhape sisaldab umbes 96 % H_2SO_4 ja 4 % vett. Tehniline väävelhape on pruunikas temas leiduvate lisandite tõttu. Rahva seas tuntakse väävelhapet l õ n g a õ l i nimetuse all.

Väävelhape seguneb veega igas vahekorras. Puhta H_2SO_4 sisaldust lahjendatud happes määratakse kindlaks selle erikaalu määramise kaudu, mis toimub harilikult areomeetri abil.

Väävelhappel on suur tung veega seguneda, kusjuures tekib rohkesti soojust. Kui tilgutada vett väävelhappesse, võib vesi kuumenedes auruks muutuda ja hapet laiali pritsida. Seejärel segatakse väävelhapet veega ettevaatlikult, valades väävelhapet vette, mitte ümberpöörduvalt. Kange väävelhape neelab endasse õhust veeauru. Seetõttu kasutatakse väävelhapet õhu kuivatamiseks kuivatusnõudes (eksikaatorites) ja talvel akende vahel, et akende jäätumist vältida.

Kange väävelhape on väga sööbiv aine, mis pärast temaga ettevaatlikult tuleb talitada. Väävelhappesse pistetud puutikk, riie ja paber muutuvad mustaks – söestuvad. Väävelhape võtab orgaaniliselt aineilt vee koostisosad, vesiniku ja hapniku, ja jätab järele peamiselt süsiniku. Vesinik ja hapnik ühinevad veeks, mille väävelhape imab. Seetõttu mõjub väävelhape kõigile orgaanilistele aineile sööbivalt. Õnnetuste puhul võib

väävelhappe mõju vähendada veega või nõrkade leelistega (tinkpiirituse- või soodalahusega) pestes. Veega lahjendatud väävelhape ei mõju sööbivalt.

Metallidele mõjub lahjendatud väävelhape tugevamini kui kontsentreeritud. Näit. raud ja tsink jäävad kontsentreeritud väävelhappes peaaegu muutumata. Lisandame happele vett, algab kohe kiire metallide lahustumine ühes vesiniku eraldumisega. Kontsentreeritud väävelhapet võib raudnõudes hoida ja vedada.

Suurem osa metalle lahustub lahjendatud väävelhappe toimel, osa aga ei lahustu (näit. plii). Metallide väävelhappega reageerimisel (lahustumisel) tekkivaid soolasid kutsutakse üldnimetusega sulfaatideks; raskete metallide (Fe, Cu, Zn jt.) sulfaate nimetatakse vitrioolideks.

Väävelhape on tähtsaim ja tarvilikum aine keemiatööstuses. Tema tähtsust siin võiks võrrelda raua tähtsusega mehaanilises tööstuses. Väävelhappe abil valmistatakse muid happeid (nagu lämmastikhapet, soolhapet jt.) ja paljusid soolasid (sulfaate jt.), lõhkeaineid (dünaamiit, püroksiiliin jt.), väetusaineid (superfosfaat, ammoonsulfaat), eetrit, värvaineid, arstimeid, kunstiidi jne. Samuti tarvitatakse väävelhapet bensiini, petrooli ja määrdeõlide puhastamisel, plii-akudes, galvanotehnikas ja metallide peitsimiseks (pinna puhastamiseks).

Väävelmetallid. Väävel ühineb pea kõigi metallidega, kui teda peene metalli puruga segada ja kuumutada. Väävelmetallid on tahked, rabedad ained, enamasti tumedat värvi. Tehnikas tarvitatakse väävelrauda (FeS) väävelvesiniku saamiseks ja väävelelavhõbedat (HgS) värvainena. Looduses leiduvaid väävelmetalle kasutatakse nende metallide saamiseks).

Väävelvesinik (H_2S). Väävelvesinik on värvitu, vastiku (mädamuna) lõhnaga mürgine gaas. Tekib sool- või väävelhappega mõjumisel mõnele väävelmetallile, näit. väävelrauale.

19. Kloor (Cl). Keedusool ja soolhape.

Kloori vabalt looduses ei leidu, vaid ainult ühenditena, milledest on tähtsam ja tuttavam harilik keedusool.

Keedusool. Keedusool on keemiliselt kloori ja naatriumi ühend NaCl. Keedusool on värvita läbipaistev, kristalne aine.

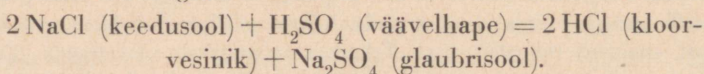
Lahustub vees, hariliku temperatuuri juures 100 sm^3 vees umbes 36 g.

Looduses leidub keedusoola suurel määral maa sees lademetenas, Saksamaal (Stassfurtis), Poolas (Wieliczkas), Venemaal (Uurali lähedal), Hispaanias (Cordovas) jm. Nimetatakse seda kivisoolaks. Kivisool sisaldab tihti teisi soolasid, tihti on ta lisandite tõttu hallikas, kollakas jne. Lahustunult leidub soola merevees umbes $2,7\%$, kuna soolajärvede vesi on soolaga pea küllastunud. Ka mõnede allikate vesi sisaldab keedusoola.

Soolajärvedes sadeneb soola suvel vee äraauramise tõttu põhja, kust teda siis labidatega välja tõstetakse kaldale kuivama. Mõnedes maades saadakse soola ka merevee aurutamisel madalais tiikides.

Majapidamises tarvitavat soola puhastatakse vees lahustamise ja järgneva kristalliseerimise teel. Keedusool on inimeste toiduaineis hädavajalik lisand. Keskmiselt tarvitab inimene 7–8 kg keedusoola aastas. Keedusoola kasutatakse toiduainete soolamiseks tema konserveeriva mõju pärast. Rohkesti tarvitatakse keedusoola keemiatööstuses soolhappe, kloori, seebikivi, sooda ja muude ainete valmistamiseks.

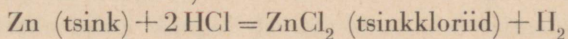
Soolhape. Kui katseklaasis keedusoolale kontsentreeritud väävelhapet peale valada ja soojendada, tekib katseklaasis teravalõhnaline gaas – kloorvesinik.



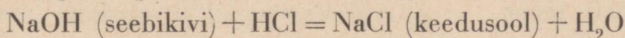
Kloorvesinik on värvita, terava lõhnaga ja hapu maitsega gaas. Õhust on ta raskem. Õhus suitseb: imab endasse õhus leiduvat veeauru ja tekitab udu. Lahustub hästi vees: 0° temperatuuril lahustub 1 mahus vees umbes 500 mahtu kloorvesinikku.

See kloorvesiniku vesilahus ongi soolhape. Puhast kontsentreeritud soolhape (erikaal 1,19) sisaldab nmbes 38% HCl. Tehniline soolhape on värvilt kollakas, temas leiduvate rauaühendite tõttu. Soolhappe terav lõhn on tingitud kloorvesiniku kergesti vesilahusest eraldumisest. Keemiseni soojendades eraldub HCl pea täiesti vesilahusest.

Keemiliselt on soolhape väga aktiivne; lahustab pea kõiki tähtsamaid metalle, tekitades soolasid. Hästi lahustuvad, näit., tsink ja raud, halvemini vask ja plii, kuna plaatina ja kuld ei lahustu. Metallide lahustumisel soolhappes tekkivad soolad ja vesinik, näit. kui tsinki lahustatakse soolhappes (tinutusvedeliku valmistamisel):



Alustega reageerides annab soolhape samuti soolad:



Metallide ja aluste soolhappega reageerimisel tekkinud soolasid nimetatakse kloriidideks. Seega on keedusool naatriumkloriid (ka kloornaatrium). Kloriidid suures enamikus lahustuvad vees hästi.

Soolhapet tarvitatakse rohkesti keemiatööstuses mitmesuguste ainete valmistamiseks. Metallitööstuses kasutatakse teda tinutamisel ja peitsimiseks. Peitsimisel lahustab soolhape esiti metalli pinnal tekkinud ühendid, pärast ka metalli ja tekitab puhta metalli pinna, mis on vajalik galvaanilisel metallitamisel (nikeldamisel, vasetamisel jne.) kui ka lakeerimisel. Kuna metallid hapete mõjul kergesti edasi sööbivad, tuleb neid peale hapetega töötlemist lahjade alustega või veega pesta.

Ka maomahlad sisaldavad vähesel määral soolhapet, kus see on vajalik seedimisel.

Kloor. Kloor on kollakasroheline terava lõhnaga gaas, õhust 2,5 korda raskem. Lahustub vees (1 mahus vees 2 m. kloori) ja vedeldub 6 at rõhul. Kloor on väga mürgine, paneb kõhima, mõjub ärritavalt kopsudele ja silmadele. Sissehingatult ühineb verepunas oleva rauaga, mille tagajärjel veri tardub ja järgneb surm.

Kloori saadakse soolhappe ja mangaanülhipendi segu soojendamisel. Tekkiv gaas kogutakse klaasnõudesse, kust ta õhu välja tõrjub. Tehnikas saadakse kloori keedusoola vesilahuse elektrolüüsil.

Kloor on keemiliselt väga aktiivne. Mõne metalliga ühineb otsesel kokkupuutumisel (näit. antimon). Muude metallidega ühineb ta niiskuse (vee) juuresolekul. Täiesti kuiv

kloor rauale ei mõju, mispärast vedeldatud kloori saadetakse müügile raudballoonides. Vesiniku suhtes on klooril suur ühinemistung. Kloori ja vesiniku segus nad ühinevad pimedas pikkamisi, päikese valguses ja süüdatult kiirelt – plahvatusega. Kloorvees lahustunud kloor ühineb osalt vee seotud vesinikuga kloorvesinikuks ja hapnik vabaneb.

Vabanemise momendil ühineb hapnik palju aktiivsemalt teiste ainetega kui harilikult. Sellel põhjenez kloori pleekiv ja sööbiv mõju.

Kloori tarvitatakse taimekiududest riide (lina, puuvill jt.) ja paberi pleekimiseks kloorvee või kloorlubja lahuse näol. Villane riie jääb kollaseks. Kauem mõjudes riidekiud muutuvad hapraks, mispärast kloor kohe kõrvaldatakse täielikult naatriumhüposulfi lahusega (antikloor), mis ühineb klooriga. Kuna kloor pisikuid hävitab, tarvitatakse teda mõnel puhul ka joogivee puhastamiseks. Tööstuses tarvitatakse kloori kloorlubja ja mõne sõjagaasi valmistamiseks.

Halogeenid. Klooriga sarnanevad keemiliste omaduste poolest jood (J), broom (Br) ja fluor (Fl). Nad annavad vesinikuga kloorvesinikule vastavad ühendid, mis vees lahustudes tekitavad happed. Samuti metallidega ühinedes tekitavad nad kloriididele sarnased soolad. Nimetatakse kloori, joodi, broomi ja fluori üldnimetusega halogeenideks. Jood on mustjashall metalse läikega kristalne aine. Broom on tumepruun, vänge lõhnaga, väga mürgine vedelik. Fluor on rohekas, terava lõhnaga mürgine gaas. Fluorvesinik ja naatriumfluoriid mõjuvad klaasile sööbivalt. Tarvitatakse neid klaasi tuhmiks tegemiseks ja klaasile jooniste söövitamiseks.

20. Lämmastik (N). Lämmastikhape. Ammoniaak.

Lämmastik. Lämmastik on värvita, lõhnata ja maitseta gaas. Õhust on ta vähe kergem. Vees lahustub väga vähe.

Lämmastikku leidub õhus 78 % mahu järgi. Õhust võib teda saada samase põlemiskatse abil (põhjata pudelis veevannis), millega selgitasime õhu koosseisu. Kui põlemisel tekkinud süsihappegaas (või fosforhapend, kui fosforit põletati) lubjaveega on ühinenud, jääb järele lämmastik ühes väheses hulga teiste gaasidega.

Põlevat tikku pudelisse pistes kustub see, järelikult puhas lämmastik põlemist ei võimalda. Samuti takistab ta hingamist. Sellest on tulnud tema nimigi. Õhus vähendab lämmastik hapniku aktiivsust põlemisel ja hingamisel.

Harilikes tingimustes ei ühine lämmastik muude ainetega. Hapnikuga ühineb lämmastik ainult kõrgel temperatuuril, nagu see esineb elektri kaartule ja tugevate elektrisädemete juures.

Seotult leidub lämmastikku salpeetris, vähemal määral ka kivisöes, taimedes ja loomaorganismides.

Lämmastikhape. Tehniliselt tähtsam lämmastikuühend on lämmastikhape HNO_3 . Puhas lämmastikhape on värvita, iseloomuliku lõhnaga vedelik. Keeb 86° juures. Tarvitatakse 65 % kontsentr. lämmastikhappe vesilahust (erik. 1,4). Tehniline lämmastikhape on kollakas.

Keemiliselt on lämmastikhape väga aktiivne. Tema toimel lahustuvad kõik tähtsamad metallid peale kulla ja plaatina. Seejuures eraldub pruun mürgine gaas NO_2 . Samuti mõjub ta sööbivalt orgaanilistele aineile: riidele, puidule jne., muutes neid hapraks. Nahale tekitab ta kohe kollased plekid ja pike-mal mõjumisel põletushaavad.

Sissehingatult mõjub lämmastikhappe aur mürgiselt.

Lämmastikhape laguneb kergesti, eraldades hapnikku, millest on tingitud tema keemiline mõju hapendajana.

Uhe mahuosa kontsentreeritud lämmastikhappe segu kolme mahuosa kontsentr. soolhappega nimetatakse kuningveeks. Kuningvesi on keemiliselt väga aktiivne, lahustab kõiki rohkem-tuntud metalle.

Lämmastikhapet saadakse tšiili salpeetrist, kui seda kuumutatakse koos kange väävelhappega. Tekkiv lämmastikhape destilleeritakse ja vedeldatakse vastavas jahutis. Lämmastikhapet nimetatakse salpetri järgi ka salpetrihappeks. Viimasel ajal valmistatakse lämmastikhapet ka lämmastikhapendeist, mida saadakse õhulämmastikust tugevate elektrisädemete abil.

Lämmastikhapet tarvitatakse keemiatööstuses väävelhappe, lõhkeainete, tselluloidi, kunstiüdi, värvide jne. valmistamisel. Metallitööstuses kasutatakse teda metallesemete peitsimiseks

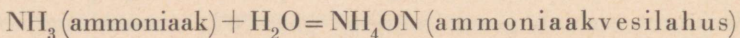
(nikeldamise, vasetamise või peenvärvimise puhul) ja metallile kirjade või märkide sissesöövitamiseks. Viimaseks puhuks kaetakse metalli pind õhukeselt vahaga, millele soovitud tähed sisse kirjutatakse. Pinnale kantud hape söövitab vahasse kirjutatud tähed metallisse.

Lämmastikhappesoolad. Lämmastikhappe reageerimisel metallide ja alustega tekkivaid soolasid nimetatakse üldiselt nitraatideks, mõnesid ka salpeetriteks.

Tähtsamad neist on tšiili salpeeter NaNO_3 , kaalisalpeeter KNO_3 ja lubisalpeeter $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Ammoniaak. Ammoniaak on lämmastiku ühend vesinikuga NH_3 . See on värvita gaas, iseloomuliku kibeda lõhnaga. Õhust on ta kergem (erik. 0,6).

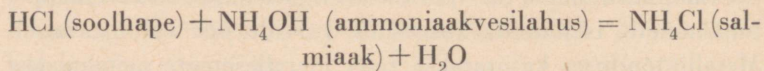
Ammoniaak lahustub vees hästi: 18° juures lahustub 1 mahus vees 750 mahtu ja 5° juures 1000 mahtu ammoniaaki. Seejuures ühineb ta veega:



Soojendamisel see ühend lagub ja NH_3 lendub gaasina. Aatomite rühma NH_4 kutsutakse ammoniumiks, seega on ammoniaakvesilahuse teaduslik nimi ammoniumvesihapend. Ammoniaakvesilahus on rahva hulgas tuntud tinkpiirituse, nuuskpiirituse ja salmiaagipiiirituse nimetuste all. Kontsentreeritud vesilahus sisaldab umbes 25% ammoniaaki.

Katsel saadakse ammoniaaki, kui salmiaaki kuumutada koos seebikivi või kustutatud lubjaga. Looduses tekib ammoniaak orgaaniliste ainete lagunemisel, näit. loomalautades jne. Ammoniaaki saadakse tema koostisse kuuluvaist lihtaineist ka otseselt, kui vesiniku ja lämmastiku segust tugevaid elektrisädemeid läbi lastakse. Seda valmistusviisi kasutatakse ka tööstuses. Harilikult saadakse ammoniaaki kivisöe uttegaasist.

Ammoniaakvesilahus on tugeva alusese mõjuga ja tekitab hapetega ühinedes soolasid. Soolhappega ühinemisel tekib salmiaak:



Kui asetame ammoniakvesilahuse ja soolhappe pudelid lahtiselt teineteise ligi, tekib õhus valge suits – salmiaak gaasiliste NH_3 ja HCl ühinemisel.

Salmiaak on müügil peene pulbrina või tükkides. Teda tarvitatakse metallide tinutamisel ja jootmisel pinna puhastamiseks, taskulambi, telefoni, anood- jm. elektripatareides, riidevärvimisel jne.

Väävelhappe ja ammoniaagi ühinemisel tekib ammonisulfaat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, mida tarvitatakse väetusaineks. Tehniliselt saadakse teda kivisöe uttegaasides leiduva ammoniaagi ühinemisel väävelhappega.

Ammoniakvesilahust (tinkpiiritust) kasutatakse mööblitööstuses puidu peitsimisel, riidepuhastamisel (lahustab rasvu), ergutusvahendina minestuse jne. puhul ja keemiatööstuses.

Gaasiline ammoniak vedeldub 0° juures 5 at rõhul värvita vedelikuks. Aurudes tarvitab ta palju soojust, mistõttu temperatuur langeb alla 0° . Vedelat ammoniaaki tarvitatakse see tõttu külmutusseadistes madala temperatuuri saamiseks.

Lubilämmastik. Lubilämmastik CaCN_2 on hall pulber. Saadakse kaltsiumkarbiidist selle kuumutamisel lämmastiku keskkonnas. Tarvitatakse lämmastikuväetusainena põllumajanduses.

Lämmastikuühendite tähtsus looduses. Lämmastik ei ole küll keemiliselt aktiivne lihtaine, kuid temal on siiski suur tähtsus taimede ja loomade elus. Elavolevuste rakkude protoplasma koosneb valkaineist, mille üheks koostisosaks on lämmastik. Taimede ja loomade elutegevuseks on lämmastikuühendid tingimata vajalikud. Õhus olevat vaba lämmastikku ei suuda kõrgemad taimed ega loomad otseselt siduda. Taimed omandavad mullast lihtsamaid lämmastikuühendeid, nitraate, ja muudavad neid orgaanilisteks lämmastikuühenditeks. Loomad saavad orgaanilisi lämmastikuühendeid taimedest.

Maapinda satuvad lämmastikuühendid taimede kõdunemisel ja looma väljaheidetes. Kaunviljaliste juurtel leiduvais mügarais elutsevad bakterid seovad õhulämmastikku nitraatideks, mida taimed tarvitavad.

Välgsühvatuse mõjul ühineb vähesel määral õhulämmastikku hapnikuga lämmastikhapendeiks, mis vihmavees lahustudes satuvad maasse.

Tihti on mullas puudus taimede kasvamiseks vajalikest lämmastikuühenditeist. Väetatakse siis põlde ja heinamaid lämmastikuühendeid sisaldava looma-

sõnnikuga ja nn. kunstväetistega. Viimastena tarvitatakse tsiili salpeetrit, lubi-salpeetrit, ammoonsulfaati, lubilämmastikku jt.

Taimed tarvitavad lämmastikuühendeist peamiselt nitraate, milleks muud lämmastikuühendid mullas muutuvad mitmesuguste keemiliste reaktsioonide ja bakterite tegevuse tagajärjel.

21. Fosfor (P).

Omadused. Fosfor esineb mitmes allotroopilises kujus. Tähtsamad neist on kollane ja punane fosfor.

Kollane fosfor on yahataoline kollakas aine. Õhu käes ei püsi, hakkab suitsema ja lõpuks põlema, ühinedes hapnikuga fosforhapendiks. Pimedas kollane fosfor hiilgab. Vees ei lahustu; hoitakse seepärast vees alal. Kollane fosfor on õige mürgine; puutumisel tekitab nahale raskelt paranevad haavad.

Punane fosfor on õhu käes püsiv, süttib visalt ja ei hiilga. Ei ole mürgine.

Leidumine. Fosforit leidub looduses ainult ühenditena, millest tähtsamad on fosforiit ja apatiit. Rohkesti fosforiühendeid leidub kontides (50 – 60 %), peaaegu ja taimede seemnetes.

Tarvitamine. Punast fosforit tarvitatakse tuletikkude valmistamiseks. Toosi süütepinnale määratakse harilikult fosforit, väävelantimoni ja klaasipuru segu, kuna tikuotsad kaetakse Berthollet' soola, väävelantimoni, pliülihapendi ja sideaine seguga. Tikupea hõõrdumisel süütepinnal süttib fosfor, teised ained plahvatuvad ja süütavad tiku põlema.

Kollast fosforit tarvitatakse rotimürgiks. Sõjas kasutatakse teda süütepommides ja suitsukatte tegemiseks.

Fosforiühendite tähtsus. Fosforiühendil on looduses küllaltki suur tähtsus, kuna pea kõik elavad organismid neid sisaldavad ja vajavad. Taimed saavad fosforit mullast veeslahustuvate fosforhappesooladena. Kuna mulles fosforiühendeid sageli ei ole küllaldasel määral, väetatakse kultuurmaid fosforiühenditega. Looduses leiduv fosforiit lahustub vees vähe. Väävelhappega mõjudes muudetakse see paremini lahustuvaks *superfosfaadiks*. Superfosfaat on hapu fosforhapu lubja ja kipsi segu. Fosforitsisaldava väetuseainena kasutatakse ka rauatööstuses kõrvalainena saadavat *toomasjahu*. Rohkesti fosforiühendeid leidub ka laudasõnnikus ja kondijahus.

Loomad ja inimesed saavad tarvilikke fosforiühendeid toiduainest.

Eestis leidub fosforiiti Tallinna lähedal Jõelähtme kihelkonnas. Fosforiidi hulka hinnatakse umb. 55 miljonile tonnile.

22. Räni (Si). Klaas.

Igal pool looduses suurel määral esinevais raudkivides ja liivas on põhiaineiks räni. Maakera tuntud osas leidub räni umbes $\frac{1}{4}$ kogu ainete hulgast.

Puhas räni on tumepruun amorfne pulber või must kristalne aine. Looduses ei leidu teda ehedalt; tema saamine on kulukas. Tehnikas seda ei tarvitata.

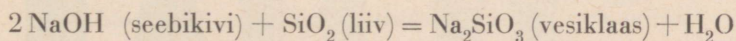
Tähtsam räniühend on ränihapend SiO_2 . Looduses suurel hulgal leiduv kvarts on kristalne ränihapend. Kvartsi leidub osaainena mitmesuguseis kivimeis, nagu graniidis, gneisis, liivakivis jne. Liiv koosneb peamiselt kvartsiteradest.

Kvarts on värvilt hallikasvalge, rasvaselt läikiva murru-pinnaga. Klaasist on kvarts kõvem. Kvarts ei lahustu vees. Suuri selgeid ja värvilisi kvartsikristalle kasutatakse ilukivideks. Mõnes kohas (Eestis Narva jõe lähedal Tõrvalas) leidub peenikest ränitusti lademetena. Ränitusti (diatomiit) kasutatakse soojuseisolatsioonaineiks (aurukateldel ja -torudel) kergete soojuse- ja kõlakindlate ehituskivide valmistamiseks ning keemiatööstuses immutus- ja kurnamisvahendina. Kasutatakse ka lihvimiseks ja poleerimiseks.

Kvartsi sulatamisel kõrge temperatuuri juures saadakse kvartsklaas. Kvartsklaas on tulekindel (sulab üle 1700°) ja paisub äärmiselt vähe, nii et ta ei pragune ka hõõgkuumalt vette asetamisel.

Silikaadid. Peenikese kvartsliiva kuumutamisel koos alustega või metallhapenditega tekivad ränihappesoolad, mida üldiselt nimetatakse silikaatideks.

Kuumutades peenikest liiva seebikiviga raskelt sulavas katseklaasis, saame vesiklaasi:



See on klaasitaoline aine, mis vees lahustub kõrge temperatuuri ja suure rõhu mõjul. On müügil vedela liimitaolise lahusena. Öhu käes seistes muutub vesiklaasi vesilahus jälle tahkeks aineks.

Vesiklaasi tarvitatakse klaas- ja kivinõude liimiks, kanamunade säilitamiseks, seepide täidiseks ja puidu ning riide tulekindlaks tegemiseks tulekardetavais kohtades.

Klaas. Klaas on mitmesuguste silikaatide sulam, mis moodustavad ühtlase valgust läbilaskva massi.

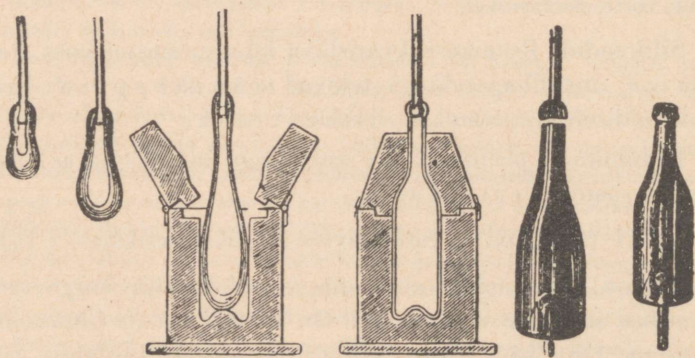
Hariliku klaasi valmistamiseks võetakse puhast liiva umbes 50–65 0/0, lubjakivi või kustutamata lupja 15–20 0/0, soodat või glaubrisoola 15–20 0/0 ja koksi 1–3 0/0.

Toorained segatakse omavahel ja sulatatakse klaasisulatusahjus tulekindlais tiigleis või vannis 1300–1500 ° temperatuuri juures vedelaks klaasimassiks.

Sulast klaasimassist valmistatakse kõiksuguseid klaastooteid. Õõnsaid klaasesemeid valmistatakse suuga või masinatega puhudes. Aknaklaasi valmistatakse puhumise või venitamise teel. Puhutakse suur silinder välja, lõigatakse sel kuumpehmes olekus otsad ära, siis lõhki ja tasandatakse kuumas ahjus. Venitusmenetlusel venitatakse klaasivannist sulaklaasi lindina, mis kohe hakkab tarduma. Pehme klaaslint lastakse valtside vahelt läbi, mis klaasile annab vajaliku paksuse ja sileda pinna. Paksemaid klaasesemeid pressitakse vastavais vormides välja. Paksem vaateakna-, peegli-, mööbli- jne. klaas saadakse valamise teel. Valmis klaasesemeid ja tooteid kuumutatakse veel nn. karastusahjudes ja lastakse pikkamööda jahtuda. See teeb klaasi temperatuuri muutustele vastupidavamaks.

Kõrgel temperatuuril liiv (ränihapend) ühineb lubjaga, soodaga või glaubrisoolaga ja muude ainetega silikaatideks. Hästi kokkusulanult moodustavad tekkinud silikaadid ühtlase, kõva ja tiheda valgust läbilaskva massi – klaasi.

Võttes mitmesuguseid tooraineid ja mitmesuguses vahekorras, saadakse erinevad klaasisordid. Põhiaeineks on alati liiv. Hariliku klaasi jaoks võetakse



Joon. 20. Pudeli valmistamine.

juurde lubjakivi ja soodat või viimase asemel glaubrisoola. Nimetatakse seda naatronlubiklaasiks. See sulab madalamal temperatuuril. Kui tahe- takse raskemalt sulavat klaasi saada, siis võetakse sooda asemel potasit. Sellest kaaliumlubiklaasist valmistatakse peamiselt keemias tar- vitatavaid klaasriistu, nagu katseklaase, torusid jne.

Kristallklaasi valmistamisel võetakse ülalmainitud segudes lubja- kivi asemel mõnda pliühendit (näit. plimennik). See klaas omab ilusat läiget ja murrab hästi valguskiiri, kuid on pehmem ja madalama sulamistemperatuuriga. Kristallklaasist valmistatakse optilisi riistu (prilliklaase, luupe, läätsi, jne.) ja iluasju (igasuguseid kristallesemeid).

Värvilise klaasi valmistamisel lisatakse klaasisegusse teatavaid metallhapendeid. Hariliku roheka kuni musta pudeliklaasi värvi põhjustab raudhapend, mida liivas leidub. Värvita klaasi saamiseks tarvitatakse hästi puhast liiva. Koobalthapend värvib klaasi siniseks, kroomhapend roheliseks, vaskhapend punaseks, mangaanhapend violetiks jne. Valge piimjas klaas sisaldab fosforiiti või tinahapendit.

Matklaasi saadakse fluoriühenditega peitsides või liivapritsi abil liivaga klaasi pinda karedaks tehes.

Klaas on keemilistele mõjudele hästi püsiv, ainult kangete aluste mõjul lahustub vähe, mistõttu klaasi pind läheb halliks. Ka värske lubja mõjul tuhmub klaas vähe.

Karborund. Karborund on süsiniku ühend räniga SiC. Saadakse liiva, söe ja keedusoola segu kuumutades elektri- ahjus kõrgel temperatuuril. Karborund on rohekasmust kristalne aine. Tarvitatakse mineraalide ja kõvade metallide lihvimiseks ja poleerimiseks ning käiade ja teritustahkude valmistamiseks. Kõvaduselt on ta teemandi ja korundi vaheline.

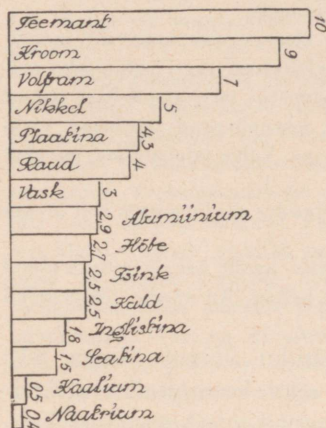
23. Metallid. Metallidest üldiselt.

Metallidel on rida sarnaseid füüsikalisi ja keemilisi omadusi. Harilikul temperatuuril on nad tahked ained, peale elavhõbeda, mis kõvastub -39° juures. Neil on eriline metalne

Tähtsamate metallide sulamistäpid ja erikaalud.

	Erik.	Sul- täpp		Erik.	Sul- täpp
Kaalium . . .	0,86	63 °	Nikkel	8,6	1455 °
Naatrium . . .	0,97	98 °	Vask	8,9	1083 °
Kaltsium . . .	1,55	851 °	Hõbe	10,5	960 °
Magneesium . .	1,74	650 °	Plii (seatina) . .	11,3	327 °
Alumiinium . .	2,7	658 °	Elavhõbe	13,5	-39°
Tsink	7,15	420 °	Kuld	19,3	1063 °
Tina	7,28	232 °	Plaatina	21,5	1771 °
Raud	7,86	1528 °	—	—	—

läige. Värvuselt on nad hõbevalged kuni valkjashallid, välja arvatud vask (punane) ja kuld (kollane). Metallid juhivad



Joon. 21. Metallide kõvaduse diagramm.

hästi soojust ja elektrit. Enamik metalle lasevad end taguda ja venitada, kuid osa on haprad ja õige kõvad. Metallide suhtelist kõvadust näitab joonis.

Erikaalude järgi jagatakse metallid kahte rühma: kergeiks, millede erikaal on alla 5, ja raskeiks, millede erikaal on üle 5.

Kergeist metallidest on tuntumad kaalium, naatrium, kaltsium, magneesium ja alumiinium. Raskeist metallidest on tuntumad tsink, tina, plii, nikkel, vask, hõbe, elavhõbe, kuld ja plaatina.

Metallide sulamistäpid on õige erinevad, kõikudes -39° (elavhõbe) kuni 3370° (volfram).

Sulanud olekus metallid suuremalt osalt segunevad üksteisega ja mõnede metalliühenditega, tekitades sulamid. Sulamite omadused erinevad võetud metallide omadustest. Sulamid on tihti puhtaist metallidest kõvemad (näit. raud kroomi, kuld ja hõbe vase sisalduse tõttu) ja evivad ka teisi paremaid mehaanilisi omadusi, mistõttu neid tehnikas rohkesti kasutatakse, näit. terased, messing, pronks.

Sulamite sulamistemperatuurid on teatud koostise puhul madalamad kui puhtail metallidel. Näit. sulab plii 327° ja tina 232° juures, kuna nende sulam 36% plii sisaldusega sulab 182° juures.

Metallide püsivus keemiliste mõjude suhtes on õige erinev. Pea kõik metallid lahustuvad hapete toimel, ühed hõlpsamalt, teised visamalt. Alustele on nad vastupidavad, peale mõne erandi. Igapäevases elus ja tehnikas on tähtsam nende vastupidavus õhus ja vees esinevaile mõjudele. Nii on kuld

ja plaatina väga püsivad, ei muutu õhus ega lahustu ka hari-like hapete toimel. Hästi vastupidavad on ka hõbe ja nikkel, keskmiselt vask, tina ja plii, kuna raud, tsink ja alumiinium hõlpsamini hapenduvad. Kaltsium, kaalium ja naatrium ei püsi üldse õhus, vaid astuvad veega ja õhus leiduva hapnikuga ja veeauruga ühendusse. Seetõttu ei saa neid metalle tehnikas kasutada.

Keemiliste mõjude suhtes on sulamid tihti püsivamad kui puhasm metallid. Näit. puhas raud roostetab õige hõlpsasti, kuna raud 15 – 20 % krooni ja 0,5 – 1 % nikli lisandusega on täiesti roostekindel. Looduses leiduvad ehedalt ainult keemiliselt kõige püsivamad metallid: plaatina ja kuld, vähemal määral ka hõbe, elavhõbe ja vask. Teised metallid leiduvad ühenditena, olles seoses peamiselt hapnikuga ja väävliga. Metallide saamiseks kasutatavaid ühendeid nimetatakse üldiselt m a a k i d e k s.

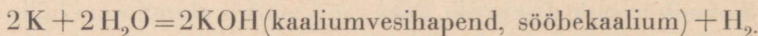
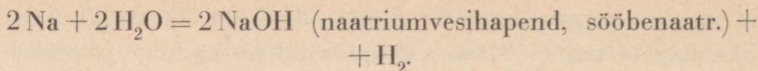
Raskeid metalle saadakse enamasti nende maa ke k u u m u t a d e s (sulata d e s) s õ e g a. Süsinik kõrgel temperatuuril taandab maagid metallideks, ühinedes ise metallidega seosesoleva hapnikuga. Kergeid metalle saadakse mõningaid nende ühendeid elektrolüüsides kuumsulas olekus.

24. Naatrium (Na) ja kaalium (K).

Omadused. Naatrium ja kaalium on väga sarnased füüsikaliste ja keemiliste omaduste poolest ning tekitavad sarnaseid ühendeid, mispärast neid käsitleme koos.

Mõlemad on hõbevalged, pehmed metallid, veest kergemad. Sulamistäpp on naatriumil 96 ° ja kaaliumil 63 °. Õhus seistes ühinevad nad hapnikuga. Vette pandult ühinevad nad kiiresti veega, kusjuures eraldub vesinik ja tekib soojust sel määral, et vesinik põlema süttib. Kuna kaalium ja naatrium õhus ei püsi, hoitakse neid alal petroolis. Metallidena pole kaaliumil ja naatriumil tehnilist tähtsust. Kaalium ja naatrium esinevad looduses ainult ühenditena.

Ühendid. Seebikivi. Veega ühinedes tekitavad kaalium ja naatrium vesihapendid (hüdrosüüdid), mis keemiliselt on kõige aktiivsemad alused:



Sööbenaatrium ja -kaalium on puhtalt valged kristalsed ained. Lahtiselt seistes imavad nad õhust veeauru ja süsihappegaasi ning lahustuvad kogunenud vees. Lahustuvad vees igas vahekorras.

Orgaanilistele aineile mõjuvad nad sööbivalt, eeskätt loomariigi päritoluga aineile, näit. villasele riidele. Nahale sattudes tekitavad nad haavu. Samuti sööbivalt mõjuvad nende kontsentreeritud vesilahused, milline mõju väheneb lahuste lahjenedes.

Sööbenaatriumi tarvitatakse rohkesti seebikeetmiseks ja on tuntud seebikivi nime all. Sööbenaatriumiga rasvakeetes saadakse harilik kõva seep, kuna sööbekaaliumiga saadakse määride- (roheline) seep. Peale selle tarvitatakse seda sooda ja muude keemiliste ainete valmistamiseks.

Sööbenaatriumi valmistatakse viimasel ajal keedusoolast elektrolüütiliselt.

Hapete reageerides tekitavad sööbenaatrium ja -kaalium soolad.

Naatriumi sooladest on tähtsaim keedusool NaCl. Tarvitatakse keemiatööstuses teiste naatriumiühendite ja kloori saamiseks.

Kaalisoola KCl leidub looduses vähem, peamiselt koos teiste sooladega. Tarvitatakse teiste kaaliumiühendite valmistamiseks ja põllumajanduses väetusaineks.

Kaaliumkloraat KClO_3 (Berthollet' sool, kloorkaali) on valge kristalne sool. Kaaliumkloraat laguneb kergesti, eraldades sellejuures hapnikku. Tarvitatakse teda sellepärast hapniku saamiseks katseil, lõhkeaineis, ilutulestikus, raketites, tuletikupeades jne. Hõõrudes või lüües võib kergesti plahvatada.

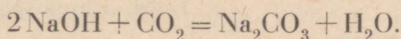
Tšiili salpeetrit NaNO_3 (naatr. salp.) leidub suuremal määral Tšiilis, millest tema nimigi pärit. Tarvitatakse teda lämmastikhappe valmistamiseks ja põllumajanduses väetusainena.

Kaalisalpeetrit KNO_3 leidub looduses koos teiste sooladega. Tööstuses saadakse teda tšiili salpeetrist kaalisoola abil. Salpeetrid lagunevad kergesti, eraldades seejuures hapnikku. Kui näiteks katseklaasis sulama aetud kaalisalpeetrisse visata hõõguv süsi, siis hõõgub see heledalt edasi, saades põlemiseks hapnikku salpeetrist. Tarvitatakse kaalisalpeetrit mustas püssirohus, tikupeades, ilutulestikus ja mujal hapnikku eraldava aina.

Glaubrisoola Na_2SO_4 (naatriumsulfaat) leidub mitmel pool maa sees lademetena ja merevees lahustunult. Kunstlikult saadakse seda keedusoolast kange väävelhappega mõjumisel. Tarvitatakse keemia- ja klaasitööstuses ning arstiteaduses.

Sooda. Sooda on vees lahustuv valge pulber ja on koostiselt süsihappe naatrium Na_2CO_3 . Müügil on enamasti kristallsoda ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), mis sisaldab 63% kristallvett. Kuumutamisel ja kuivas seismisel kaotab sooda kristallvee ja muutub valgeks pulbriks. Kristallsoda lahustub vees kiiremini kui pulbriline sooda.

Sööbenaatrium lahtiselt seistes ühineb õhus leiduva süsihappegaasiga soodaks:



Sooda lahusel on nõrgad alused omadused (värvib lakmuspaberi siniseks jne.) ja lahustab rasvu, kuid nõrgemalt kui sööbenaatrium.

Soodat tarvitatakse rohkesti pesemiseks, puhastamiseks, värvimiseks, lubjarikka vee pehmendamiseks, klaasi- ja paberi valmistamisel ning keemiatööstuses.

Söögisooda NaHCO_3 on valge pulber. Saadakse harilikult soodast, kui selle lahust küllastatakse süsihappegaasiga. Kuumutamisel eraldub osa süsihappegaasi ja saadakse jälle harilik sooda. Kuna söögisooda lagudes eraldab rohkesti süsihappegaasi, tarvitatakse teda mõningate karastusjookide valmistamiseks, küpsiste kohedaks tegemiseks ja tulekustutusaparaatides rõhu tekitamiseks.

Minimax tulekustutusaparaat on täidetud söögisooda lahusega. All lööknõela kohal asetseb klaastoru soolhappega. Tarvitamise puhul purustatakse klaastoru tugeva lööknõela hoobiga. Soolhappe reageerimisel söögisoodaga vabaneb süsihappegaas, mis surub soodalahuse toru kaudu suure kiirusega välja.

Booraks ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$) sisaldab harilikult kristallvett, mis kuumutamisel eraldub. Kuna booraks sulab klaasitaoliseks massiks, mis kergesti endasse metallhapendeid sulatab, tarvitatakse teda metallide jootmisel, et joodetavaid pindasid puhastada hapenditest ja hapendumise eest kaitsta. Tarvitatakse teda ka kergelt sulavate klaaside ja glasuuri valmistamiseks.

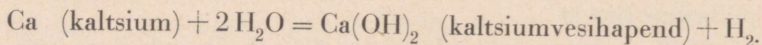


Joon. 22.
Minimax tulekustutusaparaat.

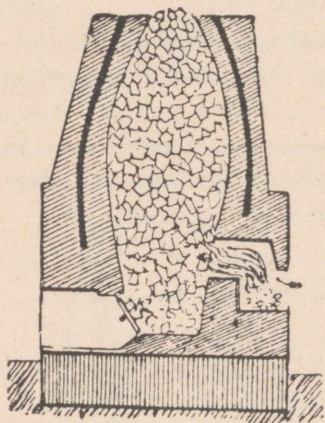
25. Kaltsium (Ca).

Leidumine ja omadused. Kaltsium on põhikoostisosaks paljudele looduses esinevaile ja tehnikas kasutatavaile aineile, milledest tähtsamad on lubi, lubjakivi ja kips.

Metalne kaltsium on hõbe-valge, pehme metall. Kuivas õhus on ta püsiv, niiskes hapendub kiiresti. Veega kokku puutudes ühineb sellega, tekitades kaltsiumvesihapendi ja vesiniku:



Metalset kaltsiumi tehnikas ei tarvitata.

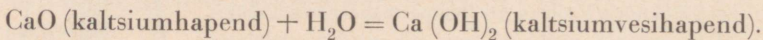


Joon. 23. Lubjaahi.

Lubi. Lupja saadakse looduses leiduva lubjakivi (paekivi) kuumutamisel $900^{\circ} - 1000^{\circ}$ -ni erilistes lubjaahjudes, kusjuures lubjakivi lagub kaltsiumhapendiks ja süsihappegaasiks: CaCO_3 (lubjakivi) = CaO (kalts.-hapend) + CO_2 .

Kaltsiumhapend ongi kustutamata lubi. See on valge amorfne aine, lisandite tõttu sageli hallikas. Lahtiselt seistes imab ta ahnelt õhust vett ja süsihappegaasi, milledega ta ühineb. Kustutamata lupja hoitakse alal seepärast õhukindlais nõudes. Veega

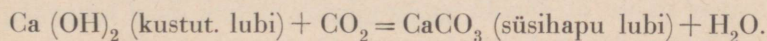
ühinedes kustutamata lubi annab kustutatud lubja, mis koosneb peamiselt kaltsiumvesihapendist.



Lubja kustutamisel tekib rohkesti soojust ja lubjatükid murenevad pulbriks mahu suurenemise tõttu. Kustutamata jäänud lubjaosad krohvis võivad tekitada krohvi murenemist seinal. Samuti võivad telliskivides ja savinõudes juhuslikult leiduvad lubjakivikesed niiskuse mõjul kustuda ja neid purustada. Lupja kustutatakse harilikult rohke veega ja lastakse seista, et kustumine täielikult toimuks. Kustutatud lubi lahustub

vees veidi. Lubjaveel on alusesed omadused – värvib punase lakmuspaberi siniseks, ühineb hapetega sooladeks jne.

Kustutatud lubi ühineb kergesti süsihappegaasiga, tekitades süsihapu lubja:



Seda reaktsiooni võib jälgida, kui selgesse lubjavette juhtida süsihappegaasi või puhuda sealt hingeõhku läbi, mis süsihappegaasi sisaldab. Selget lubjavett kasutatakse süsihappegaasi olemasolu määramiseks.

Kustutatud lubja tarvitatakse vee ja liivaga segatult kivi-seinte ehitusel sideaineks ja seinte krohvimiseks. Müüris lubi kuivab ja ühineb aegamööda õhus leiduva süsihappegaasiga süsihapu lubjaks, mis koostiselt on niisamasugune kui lubjakivi enne põletamist. Selle reaktsiooni tõttu muutub krohv aegamööda kõvaks ja seob ehituskivid kindlalt ühte. Värskeis ehitustes võib petroolilampi põleda lastes süsihappegaasi hulka õhus suurendada, mistõttu kiireneb krohvi kivistumine.

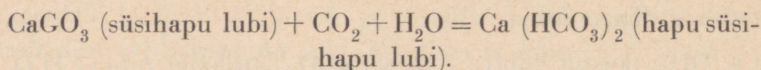
Kustutatud lubja (7 %) ja liiva segust valmistatakse pressimise teel nn. silikaatkive. Neid kuumutatakse katlas auruga 8 at rõhumisel 8–10 tundi. Kuumutamise mõjul toimub lubja ja liivaterade vahel keemiline ühinemine, kusjuures liivaterad lubjaga kindlamini liituvad kui krohvis. Vabaksjäänud lubi ühineb seismisel süsihappegaasiga.

Kustutatud lubjal on sööbiv ja desinfitseeriv mõju. Kasutatakse seda loomalautades ja mujal sellistes kohtades desinfitseerimiseks. Lubja kustutamisel ja krohvimisel tuleb hoiduda lubja silma sattumise eest, kuna ta õrnale ilanahale sööbivalt mõjub ja põletikku tekitab.

Lubjakivi. Lubjakivi on koostiselt süsihapu kaltsium CaCO_3 . Harilikku, lademetena leiduvat lubjakivi nimetatakse p a e k i v i k s. See on harilikult hallikas või kollakas lisandite tõttu. Puhast peenkristalse ehitusega lubjakivi kutsutakse m a r m o r i k s. Kriidi koostis on sama, mis lubjakivil.

Lubjakivi lahustub puhtas vees väga vähe, rohkem aga süsihapat sisaldavas vees. Seda näitab katse, kui vette segada veidi kriiti ja siis sellesse süsihappegaasi sisse juhtida, lahustub

kriit mõne aja pärast ja vesi muutub selgeks. Süsihapi lubi ühines süsihappegaasiga hapuks süsihapi lubjaks, mis on vees lahustuv:

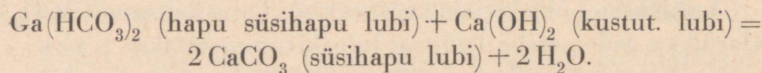


Keetmisel muutub vesi jälle sogaseks: hapi süsihapi lubi laguneb. Süsihappegaas eraldub veest ja süsihapi lubi sadeneb välja. Säärane nähtus esineb looduses sageli. Maapinnas tekib orgaaniliste ainete kõdunemise tagajärjel süsihappegaasi, mis vees lahustub. Säärane vesi lahustab mullas peenel kujul olevat lubjakivi. Mõnes kohas leidub süsihapperikka vee tegevusel tekkinud maa-aluseid koopaids ja jõgesids. Lubjarikast vett nimeatakse kalgiks ehk kargeks veeks. Ohuga kokku puutudes eraldub süsihappegaas osaliselt veest ja süsihapi lubi sadestub. Jõe- ja järvevesi on seetõttu pehmem kui kaevu- ja allikavesi.

Kalgi veega pesemisel kulub rohkem seepi, sest lubjaühendid tekitavad seebiga lahustamata ühendi – lubjaseebi (helbed vees), mis pesemisest osa ei võta.

Kalgi vee keetmisel eraldub süsihappegaas ja süsihapi lubi sadeneb keedunõu või aurukatla seintele, tekitades niinimetatud k a t l a k i v i. Seepärast ei ole kalk vesi aurukatelde toiteveeks sobiv.

Kalki vett võib osaliselt pehmendada keetmise ja väljasadestunud ühendite kõrvaldamise teel, vett seista lastes või kurnates. Keetmise asemel võib veele lisandada kustutatud lupja või seebikivi, millede toimel tekib vees lahustumatu süsihapi lubi; näit. kustutatud lubja mõjul:



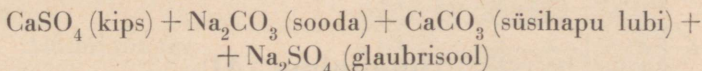
Vees lahustumatu süsihapi lubi kõrvaldatakse veest harilikult kurnamise teel. Pesuvett pehmentatakse seebikivi lahusega, mis mõjub samuti kui kustutatud lubi.

Kips. Kips on koostiselt väävelhapi kaltsium CaSO_4 . Looduses leiduv toorkips on seoses kristallveega – $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$.

Kips on puhtal kujul valge, kuid lisandite tõttu sageli hallikas. Peenkristalset valget kipsi nimetatakse *alabasriks*.

Kuumutamisel $130^{\circ} - 180^{\circ}$ juures kips kaotab $\frac{3}{4}$ osa kristallveest ja muutub amorfseks aineks. Kui segada seesugust põletatud kipsi pulbrit vähese veega, ühineb ta uuesti veega, tardudes ühtlasi kõvaks. Tardumisel paisub ta vähe, mistõttu on sobiv kujude valamiseks. Kipsi kuumutamisel $200^{\circ} - 600^{\circ}$ -ni kaotab ta kõik kristallvee. Säärane kips ei tardu enam veega segatult ja nimetatakse „surnud” kipsiks. Kuumutades $1200^{\circ} - 1300^{\circ}$ juures, saadakse pikkamööda tarduv kips, mis läheneb omadusilt umbes tsemendile.

Kips lahustub veidi vees (0,2%). Kipsi sisaldavaist maa-kihtidest läbiimbunud vesi lahustab kipsi, mis keedunõudes ja aurukateldes ka katlakivi tekitab, kuna kipsi lahustuvus kuumas vees on väiksem kui külmas. Katla toiteveest sades-tatakse kipsi soodalahuse abil, mis kipsiga ühinedes tekitab süsihapu lubja:



Kipsi sisaldav vesi mõjub aja jooksul betoonile kahjulikult. Kipsi tarvitatakse krohvimiseks, kujude valmistamiseks jne. Põletamata peenendatud kipsi tarvitatakse põllumajanduses väetusainena.

Eestis leidub kipsi Irboska lähedal. Kipsi tagavaru hinnatakse meil 15 miljonile tonnile. Aastane toodang on umbes 12 000 tonni.

Kloorkaltsium CaCl_2 on väga hügrokoopne aine. Imeb õhust niiskust ja lahustub ise selles. Tarvitatakse õhu (akna vahel) ja gaaside kuivatamiseks ning teede tolmamise ärahoidmiseks, kuna ta teele riputatult selle niiske hoiab.

Kloorlubi on hall või kollakas niiske kloori lõhnaga pulber. Valmistatakse kloorist ja kustutatud lubjast. Laguneb pikkamööda (kiiremini valguses) kloori eraldades. Kuna kloor on mürgine ja tekitab metallide hapendumist, tuleb kloorlubjaga ettevaatlikult talitada. Tarvitatakse kloorlupja taimekiududest riide (puuvill, lina, kunstiid), paberi jne. pleekimiseks, desinfitseerimiseks ja mõne sõjagaasi (ipriidi) hävitamiseks.

Kaltsiumiühendid on vajalikud taimedele ja loomadele nende elutegevuseks. Loomade kondid koosnevad peamiselt fosforhapu kaltsiumist. Taimed saavad kaltsiumiühendeid mul-
last; loomad ja inimesed taimedest, neid toiduks tarvitades.

26. Magneesium (Mg).

Magneesium on hõbevalge, kerge metall. Müügil on lindina ja pulb-
rina. Õhus tema pind kattub pikkamööda valge magneesiumhapendi kihiga. Sündatult põleb ta pimestav-heleda leegiga, palju soojust tekitades. Mag-
neesiumi tarvitatakse päevapildistamisel tugeva valguse saamiseks ja ilu-
tulestikus. Tarvitatakse rohkesti ka kergete sulamite (magnaalium, elekt-
ron) saamiseks, mida kasutatakse lennukite ehitamisel.

Magneesiumiühendeid leidub looduses rohkesti. Tähtsamaid neist on
magneesiit $MgCO_3$ (sõehapu magneesium), millest saadakse põle-
tatud magneesiumi. Sellest valmistatakse tulekindlaid kive ja tiig-
leid. Kloormagneesiumi $MgCl_2$ kasutatakse koos põletatud magnee-
siumiga erilise põrandamassi (puittsement) valmistamiseks.

27. Alumiinium (Al).

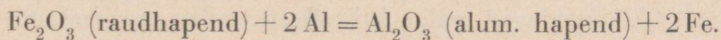
Leidumine ja saamine. Alumiiniumiühendeid leidub loo-
duses suurel hulgal mitmesuguseis kivimeis ja nende mure-
nemisel tekkinud savis.

Alumiiniumi saadakse boksiidist ($Al_2O_3 \cdot 2H_2O$), mis enne
alumiiniumhapendiks muudetakse. Boksiiti leidub Prantsus-
maal, Itaalias, Jugoslaavias, Saksamaal ja Ameerikas.

Alumiiniumi saadakse elektrolüütiliselt kuum-
sulas keskkonnas. Selleks aetakse elektriabjus alumii-
niumhapendi ja krüoliidi ($AlF_3 \cdot 3NaF$; leidub Gröönimaal)
segu kuumutades sulama. Kuumsulast soolast läbilastava elektri-
voolu (alaline vool) mõjul alumiiniumhapend lagub alumii-
niumiks ja hapnikuks. Alumiinium eraldub katoodil (põhjas),
kuna hapnik ühineb anoodil söega süsihappegaasiks.

Omadused ja tarvitamine. Alumiinium on hõbevalge kesk-
mise kõvadusega kerge (erik. 2,6) metall. Õhus ja vees on püsiv :
kattub õhukese tiheda hapendi (Al_2O_3) kihiga, mis kaitseb metalli

edasise hapendumise eest. Hapete ja kangete aluste (sööbe-naatrium ja -kaalium), osalt ka sooda toimel lahustub alumiinium kergesti. Õhukesed alumiiniumilehed, -traat ja pulber põlevad õhus kuumutamisel. Kui alumiiniumipuru segada muude metallhapenditega ja põlema süüdata, võtab alumiinium neilt põledes hapniku ja taandab nad metallideks:



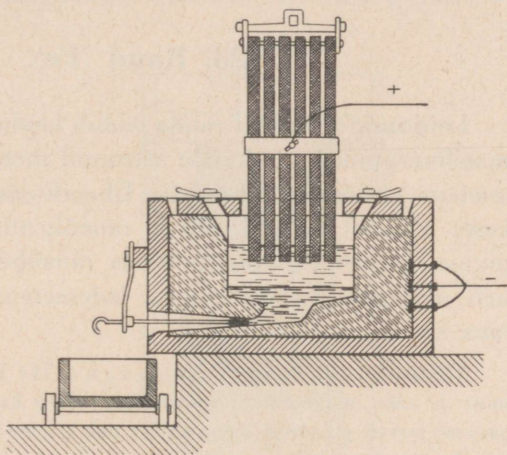
Seejuures tekib nii kõrge temperatuur, et taanduvad metallid sulavad. Tarvitatakse nn. termiitmenetlust töönduses tihti raudosade kokkukeevitamiseks. Selleks segatakse alumiiniumipulber raudhapendi pulbriga ja süüdatakse põlema.

Alumiiniumist valmistatakse plekki, traati, mitmesuguseid masina- ja sõidukiteosi, kõõginõusid jne. Valmistatakse ka õhukest

alumiiniumipaberit pakkimiseks, mis stanniooli asendab. Õige rohkesti tarvitatakse mitmesuguseid alumiiniumisulameid autode ja lennukite ehitamisel. Tähtsamad sulamid on magnaalium (magneesiumiga), duralumiin (vase ja mangaaniga) ja alumiiniumpronks (vasega).

Alumiiniumi toodang oli 1939. a. umbes 320 000 tonni, millest P.-Ameerika Ühendriiges ja Kanadas toodeti kokku 50 %.

Ühendid. Looduses leiduv korund on keemiliselt alumiiniumhapend Al_2O_3 . See on väga kõva mineraal (teemandi järgmine) ja tarvitatakse kõvade kivimite ja metallide lihvi-



Joon. 24. Alumiiniumi saamine.

miseks. Ilusaid värvilisi korundeid kasutatakse vääriskividena. Smürgel on rauahapendiga segatud peeneteraline korund. Tarvitatakse seda smürgelkäide ja smürgelriide valmistamiseks ja lihvimispulbriks.

Tuntud maarjased on väävelhapu alumiiniumi ja -kaaliumi või -naatriumi kaksiksoolad $[KAl(SO_4)_2 \cdot 12 H_2O]$ või $NaAl(SO_4)_2 \cdot 12 H_2O$. Sisaldavad palju kristallvett, milles soojendamisel lahustuvad. Maarjaseid tarvitatakse riidevärvimisel peitsiks, nahaparkimisel (valge park) jne. Tarvitatakse ka väikese verevoolu sulgemiseks.

28. Raud (Fe).

Leidumine. Ehedat rauda leidub looduses õige vähe, ainult maailmaruumist maakerale sattunud meteoriitides ja väikeste osadena Gröönimaal basaldis. Uhenditena leidub rauda rohkesti. Vähesel määral leidub rauaühendeid igal pool maapinnas. Suurema rauasisaldusega rauaühendeid (maagid) esineb mõnedes maades suurte lademetena, mida kasutatakse raua saamiseks.

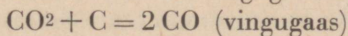
Tähtsamad rauamaagid on: 1) magnetiit Fe_3O_4 on värvilt peaaegu must ja vähe magnetiline; moodustab mõnes kohas (Uuralis ja Skandinaavias) terved mäed; 2) hematüit ehk punane rauamaak Fe_2O_3 esineb mitmel kujul; peenendatult tarvitatakse ka punase värvina; 3) limoniit ehk pruun rauamaak $Fe_2O_3 \cdot 2 Fe(OH)_3$ on kollakas kuni pruun; saviga segatult moodustab ta ookrid; 4) sideriit ehk rauapagu $FeCO_3$ on valkjas- kuni kollakashall; 5) püriit FeS_2 on värvilt kollakas; tarvitatakse väävelhappe ja maarjase valmistamiseks; raua saamiseks ei kõlba ta väävlisisalduse tõttu.

Eestis leidub ookrit vähemal määral Petserimaal Laura läheduses ja Põltsamaal.

Oletatakse ka, et maakera sisemus koosneb peamiselt rauast ja vähemal määral teistest metallidest.

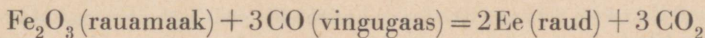
Saamine. Malm ja teras. Rauda saadakse erilistes kõrgahjudes rauamaake kuumutades ja taandades. Tulekindlaist kividest tehtud kõrgahjud on umbes 20–35 m kõrged. Ahi täidetakse vahelduvate rauamaagi ja koksi kihtidega. Ahju alumises osas toimub koksi põlemine ja maagi taandumine.

Koksi põlemisel tekib alguses süsihappegaas CO_2 , mis läbi hõõguva koksi minnes taandub vingugaasiks:



Osalt tekib vingugaas otseselt koksi põlemisel.

Vingugaas läbi hõõguva rauamaagi kihi minnes taandab selle rauaks:

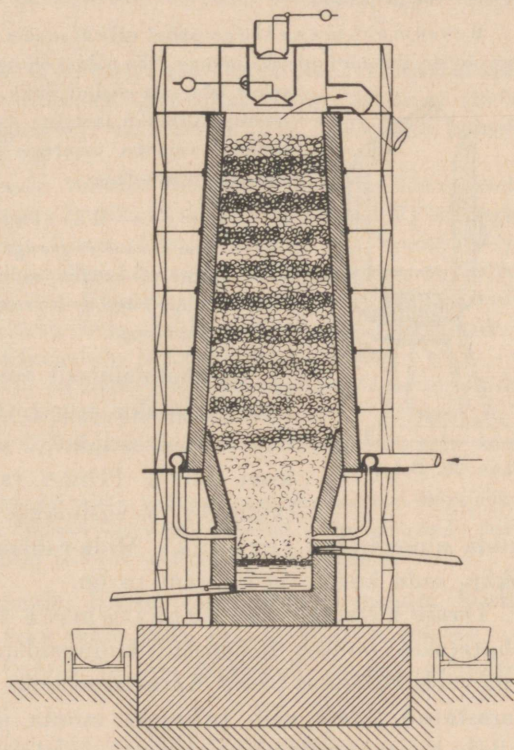


Taandunud raud sulab kõrge temperatuuri mõjul ja koguneb kõrgahju põhjale, kust ta välja lastakse. Taandunud raud sulades lahustab süsinikku, tekib süsinikku sisaldav

toorraud, mida tuntakse malmi nime all. Malmis leidub süsinikku 2,3 – 5 0/0. Sulas malmis on ta ühinenud keemiliselt rauaga rauakarbiidiks, mis kiirel jahtumisel jääb püsima. Rauakarbiidi sisaldusega malm on kõva ja habras, valge murrupinnaga. Aeglasel jahtumisel rauakarbiit lagub ja süsinik eraldub malmis peene grafiidina. Seejuures saadakse harilik, halli murrupinnaga pehme malm.

Peale süsiniku on

malmis veel räni, mangaani, fosforit, väävlit ja teisi malmi omadusi mõjutavaid aineid.

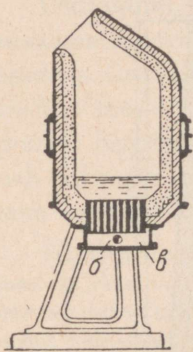


Joon. 25. Kõrgahi raua saamiseks.

Malm on habras, ei ole taotav ega venitatav, kuid sobib hästi valamiseks. Osa kõrgahjust saadud malmi tarvitatakse malmesemete valamiseks, kuna suurem osa töötatakse ümber rauaks ja teraseks. Raua ja terase saamiseks kõrvaldatakse malmist suurem osa süsinikku ja muid lisandeid, mis toimub lisandite põletamise kaudu mitmel viisil.

Pudeldamismenetluseel asetatakse malmitükid nn. pudlingahju põrandale ja aetakse sulama ülejuhitava leegiga kuumutades. Õhuga kokku puutudes põleb süsinik malmist ära, mida soodustatakse malmi segamisega. Süsiniku sisalduse vähenemisega tõuseb malmi sulamistäpp ja ta muutub taignataoliseks rauaks, mille sitkuse järgi otsustatakse, kui palju süsinikku on veel rauda jäänud.

Bessemeri menetluse puhul valatakse sula malm suurde pirnitaolisse nõusse, mis on ümberkallutatav. Nõu põhjas olevate aukude kaudu puhutakse läbi sula malmi õhku, mille hapnik malmis leiduva süsiniku ja teiste lisanditega ühineb. On lisandid vajaliku määraneni ära põlenud, valatakse sularaud vormidesse.



Joon. 26. Bessemeri
pirn.

Siemens-Martini menetluseel sulatakse malmi suurtes gaasiga köetavais ahjudes koos vana rauaga või rauahapendiga. Süsinik ühineb siin osalt õhuhapnikuga, osalt rauahapendis ja rauaroostes leiduva hapnikuga.

Eespoolmainitud menetlusel ei kõrvaldata süsinikku rauast täielikult, vaid saadud tooted sisaldavad süsinikku veel 0,05 kuni 1,5 0/0. Pehme raud sisaldab vähe (kuni 0,4 0/0) süsinikku. Süsinikurikkamat rauda nimetatakse teraseks. Mida rohkem terases on süsinikku, seda kõvem ja hapram ta on.

Terase kõvadust võib karastamise teel tõsta. Selleks jahutatakse punase hõõguseni kuumendatud terast kiiresti, teda vette või õlisse pistes. Karastatud teras on kõva ja habras. Karastatud terast võib pehmeks muuta järelelaskmise teel. Selleks kuumutatakse terast uuesti mõõdukalt 200° – 350°-ni ja lastakse jahtuda.

Eriterased sisaldavad mitmeid metalle (kroomi, niklit jne.) ja muid lisandeid, mis tõstavad teraste tugevust ning muid mehaanilisi omadusi.

Puhas raud sulab 1528° juures, terased $1300^{\circ} - 1500^{\circ}$ ja malmid $1100^{\circ} - 1200^{\circ}$ juures.

Omadused. Puhas raud on valkjashall, pehme ja hästi taotav metall. Kuivas õhus on raud püsiv, niiskes roostetab (hapendub) kergesti. Kollakaspruun rooste on raudvesihapend $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Kuumutamisel tekib raua pinnale tume raudhapend Fe_3O_4 , mis kaitseb rauda edasise roostetamise eest. Hapete toimel lahustub raud hästi. Alustele on raud vastupidav.

Tarvitamine. Raud on tähtsaim ja tarvitataavaim aine tehnikas, mis on tingitud raua mehaanilistest omadustest, ohtrast saadavusest ja odavusest. Rauda kasutatakse pea kõigil tehnilistel aladel.

Raua toodang 1936. a. oli umbes 125 miljonit tonni. Tähtsamad rauatööstuse maad on: P.-Ameerika Ühendriigid (42%), Saksamaa (15%), Prantsusmaa (11%), Inglismaa (7%), Venemaa (5%), Belgia (4%), Luksemburg (2%), Itaalia ($1,5\%$) jne.

Tähtsamad rauamaagi lademed leiduvad P.-Ameerika Ühendriikides (17% tuntud rauamaagist), Brasiilias (16%), Prantsusmaal (11%), Inglismaal (7%), Indias (7%), Rootsis (5%), Kuubas (5%), Venemaal (4%), Hispaanias (2%), Saksamaal (2%), Lõuna-Aafrikas (2%), Austraalias (2%) jne.

Rauaühendid. Tehnilist tähtsust omab rauaühendeist raudvitriool $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (raudsulfaat). Seda tarvitatakse värvimisel (puupeitsiks ja rootsi värvis), tindi valmistamiseks ja fotograafias ilmutajaks.

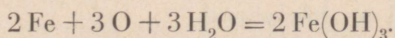
Kloorraud FeCl_3 on kollane hügrokoobiline aine. Seda tarvitatakse riidevärvimisel, reovete puhastamiseks ja arstiteaduses.

Väävelraud FeS kasutatakse väävelvesiniku saamiseks katsetamisel.

Rauaühendeid leidub ka taime- ja loomaorganismides; nad on vajalikud klorofüllü tekkimiseks, samuti on vere punaaine (hämoglobiinis) rauda. Rauaühendid on vajalikud taimede ja loomade elutegevuseks.

Raua roostetamine. Kuivas õhus raud ei muutu. Niiskes õhus ja harilikus vees tekib raua pinnal kollane rooste.

Roostetamisel hapnik ja vesi ühinevad rauaga peamiselt raudvesihapendiks:



Rooste tekib vee ja hapniku üheaegsel mõjumisel. Tekkiv roostekiht on ebatihed ja võimaldab vee ning hapniku ligipääsu raua pinnale. Seetõttu kestab roostetamine edasi, kuni kõik raud on muutunud roosteks. Roostetamist soodustavad

eriti mineraal- ja orgaanilised happed (ka süsihappegaas) ja väiksemal määral suurem osa mineraalhapete soolasid. Rohkem soodustavad roostetamist keedusool ja merevees leiduv kloormagneesium, vähemal määral ka kips. Alused aga, näit. seebikivi ja lubi, ka sooda, takistavad või vähendavad roostetamist.

Erinevaist metallidest koosnevate konstruktsioonide juures põhjustavad roostetamist ka elektrolüütilised nähtused.

Konstruktsioonides puutuvad metallid sageli veega kokku, mis lahustab mõningal määral metallide pinnal tekkinud ühendeid. Kui säärane vesilahus isesuguste metallidega kokku puutub, võib tekkida väike elektrielement, mille toimel kergemini lahustuv metall sööbib (vt. elektrokeemia).

Roostetamise ja sööbimise tagajärjel hävineb igal aastal tehnikas ja igapäevases elus suurel hulgal metalle, eriti rauda, mis tekitab suuri majanduslikke kahjusid. Sellepärast püütakse roostetamist vähendada mitmel viisil.

Näit. on raua roostetamist võimalik vähendada mõnede lisandite abil. Nii on suurema süsiniku sisalduse tõttu teras ja malm püsivamad kui pehme raud. Raua roostekindlust tõstavad veel kroomi, nikli, vase ja räni sisaldus. Roostekindel ja happeile vastupidav teras sisaldab kroomi 15–20 %, niklit 6–7 %, vaske 0,15 %, räni 0,6 % ja süsinikku 0,4 %. Selle terase kõrge hinna tõttu on tema kasutamine piiratud.

Teiseks kaetakse raua pinda teise püsiva metalliga, näit. vasega, nikliga, tsingiga jne. Neist on vase, nikli ja tina lahustumistung väiksem kui raual. Nende kate peab aga täiesti tihe olema, sest kui vesi rauale ligi pääseb, algab roostetamine kattemetalli all ja tekkiv rooste tõstab kattemetalli lahti. Tsink ja alumiinium on suurema lahustumistungiga ja nendega kaetud raud ei hakka enne roostetama, kui kattemetall on hävinenud.

Raua kuumutamisel raua pinnal tekkiv raudhapend Fe_3O_4 on tihe ja kaitseb rauda edasise roostetamise eest, näit. padade juures. Ilma kuumutamata tekitatakse raudhapendit eriliste soolalahuste abil (näit. püssiraudade musta-

misel). Sageli tekitatakse seejuures teisi samamõjulisi ühendeid raua pinnal.

Malmesemete pinda kaitstakse sageli emaileerimise teel. Email on tinahapendit sisaldav klaasitaoline aine, mis raua pinnale on kinni sulatatud.

Tsement liitub hästi raua pinnaga ja kaitseb teda roostetamise eest. Siin pole vajalik ka raua pinda enne roostest puhastada. See võimaldab rauda kasutada hästi raudbetoon-töödel. Maasse pandavaid torusid hoiab roostetamast kuumalt pealemääritud asfaldi kiht.

Kõige harilikum ja rohkem tarvitatavam roostekaitse viis on raua pinna katmine õlivärviga või lakiga. Seda tuleb aegajalt uuendada, kuna värvikiht mõne aja pärast praguneb ja niiskust läbi laseb. Läikivat rauapinda kaitstakse õlitamise abil. Õli on võimalik hõlpsasti kõrvaldada vajaduse korral.

29. Tsink (Zn).

Leidumine ja saamine. Tähtsam tsingimaak on tsingiläik ZnS . Tsingimaagid muudetakse õhu käes kuumutades tsinkhapendeiks. Kuumutades tsinkhapendi ja süte segu retordis ilma õhu juurdepääsuta, taandub tsinkhapend tsingiks, mis kõrge temperatuuri mõjul aurustub. Tsingi aur vastavas jahutis vedeldub ja hangub.

Omadused. Tsink on sinakasvalge kristalse ehitusega metall. Erikaal 7,15; sulamistäpp 420° . Harilikul temperatuuril on valatud tsink rabe, plekk aga painduv. 100° ja 150° vahel on tsink sitke ja taotav, laseb hästi valtsida ja traadiks venitada; 300° juures muutub ta nii hapraks, et võib pulbriks tampida. Soojuse mõjul paisub ta rohkem kui teised metallid.

Kuivas õhus on tsink püsiv; niiskes õhus kattub ta õhukese halli süsihapu tsingi kihiga, mis takistab tsingi edasist hapendumist. Tsink lahustub hästi juba lahjade hapete toimel, samuti kuumas seebikivi lahuses. Sööbivalt mõjub tsingile ka värske lubi. Tsingi ja teiste metallide kokkupuutumisel vee

juuresolekul võib tsink kergesti sööbida. Tsingitud plekist katuse kinnitamiseks tarvitatakse seepärast tsingitud naelu. Samuti tekitab tsingitud plekile sattunud rauarooste tsingi sööbimist (katustel).

Õhu käes kuumutades tsink põleb valgeks tsinkhapendiks.

Tsinki tarvitatakse peamiselt raudpleki ja -traadi tsinkimiseks (tsingiga katmiseks) roostekaitse eesmärgil. Puhast tsinkplekki kasutatakse vähe. Tähtsam tsingi sulam (vasega) on *messing*.

Ühendid. Tähtsam tsingiühend on tsinkvalge ZnO (tsinkhapend), mida kasutatakse rohkesti valge värvina. Saadakse seda tsingi põletamisel.

Klooritsinki $ZnCl_2$ tarvitatakse puidu immutamiseks kõdunemise vastu ja metallide tinutamisel. Kloortsingi lahus puhastab metallide pindu, taandades neil leiduvaid metallhappendeid.

Tsingi aastane toodang on umbes 1,4 miljonit tonni, sellest 40 % Ameerikas ja 50 % Euroopas.

30. Tina (inglistina) (Sn).

Leidumine. Tina leidub looduses pruunika tinakivina SnO_2 võrdlemisi vähe, millest saadakse tina söega kuumutamisel.

Omadused. Tina on hõbevalge kristalse ehitusega metall. Painutades või murdes kuulduv priginat, mille tõttu teda on hõlpus tunda muudest metallidest. Erikaal 7,3; sulamistäpp 232° . Harilikul temperatuuril on ta pehme ja taotav; 200° juures muutub ta hapraks. Madalal temperatuuril (alla -20°) muutub ta hapraks massiks. Õhus on tina hästi püsiv; sulas olekus hapendub pealispinnal tinahapendiks. Lahustub kontsentreeritud soolhappe toimel, kuna muud happed mõjuvad vähe.

Tarvitamine. Tina tarvitatakse mitmesuguste sulamite (pronks jt.) saamiseks, jootmiseks, raudpleki (valgeplekk) ja mitmesuguste raud- ja vaskesemete katmiseks. Tina kiht kaitseb rauda ja teisi metalle hapendumise eest. Üliõhukest tinaplekki (stanniooli) tarvitatakse toidu- ja maitseainete pakkimiseks.

Tinaühendeil pole tehnilist tähtsust peale SnCl_4 , mille abil tekitatakse kunstlikult udu (uitsu).

Tina aastane toodang on umbes 200 000 tonni.

31. Plii (seatina) (Pb).

Leidumine. Pliid leidub looduses harva ehedalt. Tähtsam pliimaak on galeniit PbS . Tähtsamad pliimaakide leiukohad on P.-Ameerika Ühendriikides, Mehhikos, Kanadas, Hispaanias, Saksamaal, Belgias jne. Õige vähesel määral leidub teda ka Eestis Põltsamaa lähedal.

Omadused ja tarvitamine. Plii on sinakasvalge, õige pehme metall. Erikaal 11,3; sulamistäpp 327° . Õhus kattub plii pind halli pliihappendi korraga, mis seda kaitseb edasise hapendumise eest. Lämmastikhape toimel lahustub plii hästi; väävel- ja soolhape mõjuvad vähe, kuna plii pinnal tekkinud lahustumatud ühendid kaitsevad seda happe eest. Ka nõrgad happed ja pehme vesi lahustavad pliid veidi, kuna kalgis vees püsib ta hästi. Kalgis vees tekivad plii pinnale vees leiduva süsihapi lubja ja kipsi mõjul vees lahustumatud ühendid, mis seda kaitsevad. Ka alused ained, nagu värske lubja- ja tsemendisegu, mõjuvad pliile sööbivalt.

Pliiühendid on mürgised, mispärast pole lubatav plii kasutamine toiduainetega kokkupuutuvate nõude, piimanõude ja köögiriistade tinutamisel.

Pliid tarvitatakse haavlite, elektrijuhtme torude, keemiatööstuse aparaatide, pliiakude jne. valmistamiseks, veetorude ja pleki katmiseks, mitmesuguste sulamite koostisosaks ja pliivärvide valmistamiseks. Tähtsamad sulamid on jootmistina ja babiit (laagrimetall).

Plii aastane toodang on umbes 1 600 000 tonni.

Ühendid. Massikoo PbO on kollane pulber, mis tekib plii kuumutamisel. Tarvitatakse maalrivärvina, kristallklaasi, savinõude, vaaba ja värnitsa valmistamisel.

Pliimennings Pb_3O_4 on punane värv; tarvitatakse raudesemete alusvärviks. Pliivalge $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$ on suure kattevõimega valge värv.

Kroomkollast PbCrO_4 kasutatakse kollase värvina.

Pliiühendite mürgisuse pärast tuleb nendega ettevaatlikult talitada.

32. Vask (Cu).

Leidumine ja saamine. Vaske leidub tihtigi ehedalt (Põhja-Ameerikas), kuid suurem osatähtsus vase tootmisel on mitmesuguse koostisega vasemaakidel. Vasemaagid muudetakse põletamise teel vasehapendeiks, mis söega kuumutades taandatakse metalseks vaseks. Saadud toorvask sisaldab mitmeid lisandeid, mis tema omadusi halvendavad. Toorvask puhastatakse elektrolüütiliselt (vt. elektrokeemia). Saadud puhast vaske nimetatakse elektrolüütiliseks vaseks.

Omadused. Vask on punane, pehme ja hästitaotav metall. Erikaal 8,9; sulamistäpp 1083° . Vask on üks parimaist soojuse- ja elektrijuhtidest. Sulas olekus vask lahustab õhku ja eraldab selle hangumisel, mistõttu valatud vases leidub õhuauke. Kuivas õhus on vask püsiv; niiskes kattub ta roheline patina $[\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2]$ kihiga, mis kaitseb metalli edasise hapendumise eest. Õhus kuumutamisel kattub vask musta vaskhappendi CuO kihiga.

Vask lahustub hapete toimel, olles rauast siiski püsivam. Ka orgaanilised happed ja keedusool mõjuvad vasele sööbivalt. Kuna vaseühendid on mürgised, siis ei tohi toiduaineid vasest ja messingist nõudes hoida. Vasknõud kaetakse hariplikult seest tinaga.

Tarvitamine. Vaske tarvitatakse suurel määral elektrijuhtmeteks ja mitmesuguste aparatuuride valmistamiseks elektro- ja raadiotehnika alal (67%), autotehnikas (15%) ja mujal. Palju vaske tarvitatakse veel mitmesuguste tehniliselt tähtsate sulamite valmistamiseks. Vasesulamid evivad paremaid mehaanilisi omadusi kui vask. Tähtsam vasesulam on hästituntud *messing* (kollane vask), milles vase hulk kõigub 20–80% ni, ülejääk on tsink. Messingi koostisest olenevad tema värvus ja omadused. Üle 50% Cu sisalduse puhul on messing taotav *Tombak* sisaldab umbes 90% vaske, ülejäänu tsink. *Pronks* koosneb peamiselt vasest (80–90%) ja tinast ning tsingist. *Alumiiniumpronks* on vase sulam alumiiniumiga; *fosforpronks* sisaldab peale vase tina, tsinki ja fosforit. *Uus-*

hõbe on vase sulam tsingi ja nikliga. Peale nimetatute on vaske veel paljudes teistes sulameis.

Vase aastane toodang on umbes 2 miljonit tonni. Suuremad vase tootjad on P.-Ameerika Ühendriigid (53 0/0) ja Tšiili (14 0/0).

Ühendid. Tehniliselt tähtsam vaseühend on vaskvitrüool CuSO_4 (vasksulfaat, sinine silmakivi); kristallveega seoses ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) on ta sinine kristalne sool, ilma kristallveeta valge pulber. Tarvitatakse metallide galvaanilisel vasetamisel, puidu peitsimiseks (värvimisel), puidu immutamiseks mädanemise vastu, riidevärvimisel ja viljapuude pritsimise vedeliku valmistamiseks.

33. Elavhõbe (Hg).

Leidumine ja saamine. Tähtsam elavhõbemaak on kinnaver, HgS , kuid vähesel määral leidub elavhõbedat ka ehedalt tilkadena. Kinnaveri leidub Hispaanias, Itaalias, Kalifornias, Venemaal jn. Elavhõbedast saadakse kinnaveri õhu käes kuumutades.

Omadused ja kasutamine. Elavhõbe on harilikul temperatuuril ainuke vedel metall. Erikaal 13,6; sulamistäpp – 39° ja keemistäpp 357° . Lämmastikhappes lahustub kergesti, teistes happeis visalt.

Metallid peale raua, nikli ja plaatina lahustuvad elavhõbedas, tekitades amalgaami. Tinaamalgaami tarvitatakse tinapeeglite valmistamisel ja kullaamalgaami kuldamisel. Tina-hõbedamalgaami tarvitatakse hammaste plombeerimiseks.

Elavhõbedat tarvitatakse termomeetreis, barometreis, elavhõbepumpades, elektrivoolu elavhõbe alaldajais, väärismetallide tööduses jne.

Aastane toodang on umbes 5000 tonni.

Ühendid. Kinnaveri HgS kasutatakse punase värvina. Sublimaat HgCl_2 on väga mürgine. Tema vesilahust (0,2 0/0) kasutatakse desinfitseerimiseks ja puidu immutamiseks mädanemise vastu.

Elavhõbe ja tema ühendid on mürgised.

34. Hõbe (Ag), kuld (Au) ja plaatina (Pt).

Hõbe, kuld ja plaatina nimetatakse üldiselt väärismetallideks nende suurema keemilise püsivuse, vähese leiduvuse ja kõrge hinna tõttu. Harilikul temperatuuril ega kuumutamisel puhtas õhus need metallid ei muutu.

Hõbe. Hõbedat leidub looduses ehedalt, kuid rohkem maakidena. Tähtsamad hõbede leiukohad on Mehhiko (45 0/0 maailma kogutoodangust),

P.-Ameerika Ühendriigid (24 0/0), Kanada, Lõuna-Ameerika, India, Inglismaa, Saksamaa jne. Aastane toodang on umbes 8000 tonni.

Ehedat hõbedat eraldatakse peenendatud kivimeist elavhõbedaga lahustades. Maakidest saamine on keeruline.

Hõbe on valge, kaunis pehme metall. Erikaal 10,5; sulamistäpp 960 °. Hõbe on parim soojuse- ja elektri juht. Õhus on püsiv, ainult mõnede väävliühendite mõjul tekib pinnale must väävelhõbe (Ag_2S). Hõbe lahustub hästi lämmastik- ja kuumas väävelhappe toimel; teised happed mõjuvad vähe.

Hõbedat kasutatakse vahetusrahade, iluasjade, sööginõude jne. valmistamiseks. Kõvaduse tõstmiseks sulatatakse hõbedale vaske juurde. Hõbedat hulk sulamis avaldatakse proovina tuhandendikosades ühe kaaluosa kohta. Hõbedat tarvitatakse metallide hõbetamiseks ja peeglite valmistamiseks.

Hõbedaühenditest on tuttav põrgukivi AgNO_3 , mida kasutatakse arstiteaduses ja pesumärgimise tindina. Hõbedaühendid lagunduvad valguse mõjul. Hõlpsamini lagunduvaid hõbedaühendeid: broomhõbedat AgBr ja kloorhõbedat AgCl kasutatakse fotograafias.

Fotoplaat või film on kaetud broomhõbedat sisaldava želatiiniga. Plaadi valgustamisel lagub broomhõbe valgustatud kohtades osaliselt, ilma et seda väliselt märgata oleks. Valgustatud plaat asetatakse nn. «ilmutaja» (hüdrohinoon, metool jt.) lahusesse, mille mõjul broomhõbe valgustatud kohtades lagub ja tekib ülipeenike metalne hõbedapulber, mis teeb plaadi neis kohtades tumedaks vastavalt valgustuse intensiivsusele. Seda toimingut nimetatakse ilmutamiseks.

Nüüd asetatakse plaat nn. «kinnistaja» (naatriumtiosulfaadi) lahusesse, mis lahustab valgustamisel muutumata jäänud broomhõbedat. Saadakse nn. «negatiiv», millel pildistatud eseme heledad kohad on läbipaistmatud, tumedad aga läbipaistvad. Seda toimingut kutsutakse kinnistamiseks.

Negatiiv asetatakse valgustundliku hõbedasoolaga kaetud fotopaberile ja valgustatakse seda, mille tagajärjel toimub niisamasugune hõbedasoola lagunemine nagu negatiivil. Negatiivi läbipaistvad kohad lasevad rohkem valgust läbi kui tumedad ja paberile tekib pilt loomulikus valguse vahekorras. Saadud pilt (positiiv) ilmutatakse ja kinnistatakse samuti kui negatiiv.

Kuld. Kulda leidub metallina, suuremalt osalt puhtalt, osalt koos hõbedaga. Kulda leidub kivimites soontena või terakestena jõeliivas. Vähesel määral leidub kulda ka merevees lahustunud (0,02 mg. ühes m^3).

Tähtsamad kullaleiukohad on Uuralis, Siberis, Alaskas, Kalifornias, Mehhikos, Transvaalis ja Austraalias. Aastane kullatoodang on umbes 500 tonni.

Kulda sisaldavad kiviimid peenendatakse masinate abil. Liivast ja kivi-purust eraldatakse kuld mehaaniliselt pesemise teel või lahustades elavhõbedaga, millega kuld tekitab amalgaami. Amalgaamist eraldatakse kuld

elavhõbeda destilleerimise teel. Uuemat ajal kasutatakse kulla eraldamiseks teisi vahendeid, milles kuld lahustub.

Kuld on värvilt kollane pehme metall. Erikaal 19,3; sulamistäpp 1063 °. Kuld lahustub kuningvee ja tsüaniidide toimel; muidu on kuld keemiliselt väga püsiv. Sellepärast kasutatakse teda iluesemete valmistamiseks ja muude metallide katmiseks (kuldamiseks). Kuldesemed sisaldavad vaske või hõbedat kõvaduse suurendamise otstarbel. Puhta kulla hulk sulamis märgitakse proovina tuhandendikosades ühe kaaluosa kohta. Kullaühendeid tarvitatakse fotograafias piltide toonimiseks.

Paljudes riikides on kuld rahasüsteemi aluseks.

Plaatina. Plaatinat leidub looduses ehedalt koos muude haruldaste metallidega, enamasti jõeliivades. Liivast eraldatakse plaatina kuningveega lahustades, millest ta hiljem sadestatakse metallina. Tähtsamad plaatina leiukohad on Uuralis (55 0/0) ja Kolumbias (33 0/0). Plaatinatoodang on umbes 6000 kg aastas.

Plaatina on hall-valge metall. Erikaal 21,5; sulamistäpp 1771 °. Lahustub kuning- ja kloorvee toimel.

Plaatinat kasutatakse kõrge sulamistemperatuuri ja suure keemilise püsivuse tõttu keemiatööstuses ja laboratooriumides mitmesugusteks aparatuuri osadeks, elektrodideks, kausikesteks jne.

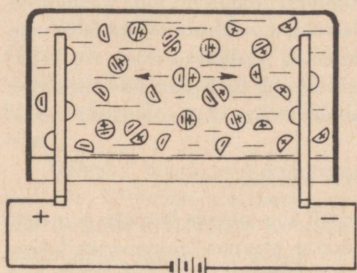
35. Elektrokeemia.

Elektrivool (alalisvool) võib keemilisi reaktsioone tekitada. Nii lagunes vesi elektrivoolu toimel hapnikuks ja vesinikuks. Keedusoola vesilahuse elektrolüüsimisel tekib kloor, sööbe-naatrium ja vesinik.

Nagu katsetega on tõestatud, lagunevad elektrivoolu toimel kõik lahustuvad metallühendid, happed ja alused.

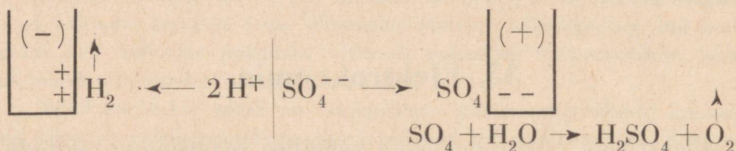
Hapete, aluste ja metallühendite vesilahustes osa lahustunud ainete molekul laguneb kaheks osaks, milledest üks kannab positiivset (+), teine negatiivset (−) elektrilaengut. Näit. lagunevad: väävelhape $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{--}$; sööbe-naatrium $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$; keedusool $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$. Neid elektrilaengut kandvaid molekuliosi nimetatakse ioonideks. Vesiniku ja metallide ioonid on positiivse elektriga laetud; happe- ja hüdroksüüdrühmad on negatiivse elektriga laetud.

Kui lahusest elektrivoolu läbi juhtida, kanduvad positiivselt laetud metalli- ja vesinikuioonid miinus-elektroodile (katoodile), kuna negatiivselt laetud ioonid pluss-elektroodile (anoodile) kanduvad, kus nad oma elektrilaengud ära annavad. Peale elektrilaengust vabanemist eralduvad nad elektroodile või ühinevad keemiliselt veega, vees lahustunud ainetega või elektrodiainega. Näit. väävelhappe elektrolüüsil vesinikuioonid



Joon. 27. Ioonid vesilahuste elektrolüüsil.

kanuvad katoodile, kus vesinik eraldub gaasina. SO_4 -ioonid kanduvad anoodile, kus nad (platinaelektroodide puhul) ühinevad veega, kusjuures tekib jälle väävelhape ja eraldub hapnik. Reaktsiooni käik:



Need reaktsioonid toimusid ka vee lahutamisel vesinikuks ja hapnikuks elektrivoolu toimel (vt. vee koostis). Puhas (destilleeritud) vesi ei lagune elektrivoolu toimel ega juhi ka elektrit. Vesi juhib elektrit temas lahustunud soolade, hapete või aluste mõjul.

Vaskvitriooli lahuse elektrolüüsimisel kandub vask katoodile, kuna happerühm ühineb (SO_4) vasest anoodil vasega ja tekib vaskvitriool. Vaskvitriool lahustub vees ja võtab jälle elektrolüüsist osa.

Vaskvitriooli elektrolüüsi kasutatakse tehnikas metallidest esemete vasetamiseks (vasega katmiseks). Selleks paigutatakse hästi puhastatud ese, mida tahetakse vasetada, katoodina vaskvitriooli lahusesse ja juhitakse lahusest elektrivoolu läbi. Vask sadestub eseme pinnale ühtlase õhukese kihina.

Analoogiliselt toimub ka nikeldamine, hõbetamine, kuldamine jne. Selleks paigutatakse ese, mida tahetakse mõne metalliga katta, katoodina vastava metallsoola lahusesse, kuna anoodiks võetakse sama metall.

Elektrolüüsi abil toimub ka toorvase puhastamine lisanditest (rafineerimine). Vaskvitrioolivannis võetakse anoodiks toorvase tükk ja katoodiks vaskplekk. Elektrivoolu läbijuhtimisel anoodiks olev toorvask lahustub ja katoodile eraldub puhas vask. Toorvases leiduvad lisandid jäävad lahusesse või sadenevad põhja. Selliselt puhastatakse ka hõbedat, kulda ja mõningaid muid metalle.

Nagu teame, lahustuvad pea kõik metallid keemiliselt aktiivsete hapete toimel, ühed intensiivsemalt, teised aeglasemalt.

Kui asetada lahjendatud väävelhappesse vask- ja raudpleki ribad, mis on väljaspool lahust omavahel traadiga ühendatud, tekib traadis nõrk elektrivool, mida galvano- või voltmeetri abil võib kindlaks teha. Saame elektrielemendi, milles vask on pluss-pooluseks ja raud miinus-pooluseks. Ühtlasi võib raudplekil lahustumise tunnuseid märgata, kuna vaskplekk jääb muutumatuks.

Kui raudpleki asemel võtta tsinkplekk, toimub sama nähtus tugevamal kujul: elektriline pinge on kõrgem ja tsink lahustub intensiivsemalt kui raud.

Kui tsiingi asemel võtta plaatina, siis on vask miinuspooluseks ja lahustub ühtlasi väävelhappe toimel.

Kui happesse asetada samal viisil kaks vaskplekiriba, siis ei teki traadis elektrivoolu ega ole märgata ka lahustumist.

On selgitatud, et metallide lahustumisel hapete toimel (hapetega reageerides) tekib elektriline pinge, mis on seda suurem, mida intensiivsemalt lahustub metall. Metallide lahustumistunge võrreldakse omavahel nende lahustumisel tekkiva elektrilise pingega järgi.

Katsete teel on selgitatud tähtsamate metallide lahustumisel tekkivate elektriliste pingete suurus. Näit. on väävelhappe toimel tekkivate elektriliste pingete suuruse järgi metallide järjestus järgmine, alates suuremast pingest:

– Na, Ca, Mg, Zn, Fe, Cr, Ni, Pb, Sn, H, Cu, Ag, Au, Pt +.

Kõige suurem on seega lahustumistung pahemal äärel märgitud metallidel (milledest Na ja Ca juba vee toimel lahustuvad, kuna igal paremal pool asetseval metallil on lahustumistung pahempoolsete omast väiksem. Kõige väiksem on see paremal äärel märgitud metallidel.

Kui asetada happesse kaks isesugust metalli, mis on väljaspool omavahel ühendatud, läheb suurema lahustumistungiga metall lahusesse, kusjuures vabaneb elektrienergia. Seda nähtust kasutatakse elektrielementides elektrivoolu saamiseks. Mida suurem on metallide lahustumisel tekkivate pingete vahe, seda suurem on elemendi elektripinge.

Kui asetada vaskvitriooli lahusesse raudplekiriba, eraldub plekiribale vaske, kuna raud lahustuma hakkab. Sama nähtus toimub tsinkplekiriba asetamisel vaskvitriooli lahusesse.

Siin läheb suurema lahustumistungiga metall lahusesse ja tõrjub lahusest väiksema lahustumistungiga metalli välja. See nähtus on sageli metallide sööbimise (näit. raua roostetamise) põhjuseks.

Konstruksioonides puutuvad isesugused metallid sageli veega kokku, milles mõningal määral on metallühendeid (mis tekkinud metallide pinnal) lahustunud. Siin hakkab suurema lahustumistungiga metall lahustuma, kuna väiksema lahustumistungiga metall välja sadeneb. Seetõttu tekib hõlpsamalt lahustuva metalli sööbimine.

Mõne metalli sööbimist, eriti raua roostetamist, võib mõne hõlpsamalt lahustuva metalli abil takistada. Näit. tsingitud raudplekk ei roosteta enne, kui tsink on lahustunud. Auru- katla ja veenõude seest roostetamise takistamiseks võib sinna asetada tsingitükikesi.

36. Mineraalid ja kivimid.

Mineraalid. Mineraalideks nimetatakse looduses leiduvaid ühtlase keemilise koosseisuga, ühtlase ehitusega ja ühiste füüsikaliste omadustega aineid, näit. kiviisool, marmor, kvarts jne. Keemiliselt on suur enamik mineraale liitained, kuid mõned

on ka lihtained, näit. väävel. Ehituse poolest on osa mineeraale amorfseid, kuid suurem osa on kristalsed.

Kõvaduse poolest jagatakse tahked mineraalid kümnesse astmesse, milles iga kõvema astme mineraal kriimustab alama astme mineraali. Kõvadusastmiku moodustavad kõvaduse tõustes järgmised mineraalid: 1) talk, 2) kips, 3) kaltsiit (marmor), 4) fluoriit, 5) apatiit, 6) ortoklass (põldpagu), 7) kvarts, 8) topaas, 9) korund ja 10) teemant.

Kivimid. Igal pool õhema või paksema segamineraalpinna all asetsevad enamvähem ühtlased mineraalide kogused. Mineraalide koguseid, mis moodustavad maakera koore, nimetatakse üldiselt kivimeiks. Näit. graniit, paekivi ning liiv on kivimid. Kui kivim koosneb ühest mineraalist, näit. kips, siis on ta lihtkivim. Liitkivimid koosnevad mitmest mineraalist, näit. graniit, mis koosneb kvartsist, põldpaost ja vilkkivist.

Kivimid on tekkinud mitmesugusel viisil, mistõttu erinevad nad ka ehituse ja muude omaduste poolest. Üldiselt jagatakse nad kolme lüki: 1) tard- ja purskkivimid, 2) setekivimid ja 3) moonekivimid.

Tard- ja purskkivimid on tekkinud sulavedela magma tardumisel. Kui magma tardumine toimus pinnal ja kiiresti, siis on kivimil tihe klaasitaoline ehitus, näit. basalt. Kui magma tardumine toimus sügaval maapõues pikkamööda, siis on kivimil kristalne ehitus, näit. graniit. Mida pikaldasem oli jahtumine, seda suuremaks kujunesid kristallid.

Graniit on kõige tuttavam ja kõige rohkem leiduv tardkivim. Maakera kõva koorekiht koosneb peamiselt graniidist. Suuremalt osalt asub ta sügaval muude kivilademete all, ent mõnes kohas ulatub ta maapinnani (Soomes) ja moodustab mäestikke, mis on sadu kilomeetreid pikad ja mitu kilomeetrit kõrged. Eestis leiduvad graniitkivid (raudkivid) on pärit Skandinaavia ja Soome kaljumägedest, kust jää neid jääajal siia on kandnud.

Graniit on liitkivim, koosnedes peamiselt kvartsist, põldpaost ja vilkkivist. Kvartsi võib tunda graniidis hallvalgete või kollakate osadena (teradena). Põldpagu on

pärlnutriläikega lihakarva punane, kollakas, hall või valge mineraal, mis enamasti moodustab graniidi põhimassi. Vilk-kivi esineb graniidis õhukeste helehallide kuni mustade säde-levate liblekestena teiste mineraalosade vahel. Rahvas nimetab teda kassikullaks. On pehmem graniidi teistest osadest.

Vilkkivi esineb ka eraldi mineraalina. Laseb end siis õhu-kesteks tahvleiks lõhkuda, mis enamasti on läbipaistvad. Seda tarvitatakse klaasi asemel, kus on tegemist kõrge tempera-tuuriga, ning isolatsiooniaineks elektripeedunõudes, -kuumen-dusaparaatides, -trikraudades ja elektrimootorite kollektoreis.

Keemilise koostise poolest on põldpagu ja vilkkivi sili-kaadid.

Graniit on ilmastiku mõjudele väga vastupidav, eriti peene-teraline, kuna jämedateraline on veidi nõrgem. Graniiti tarvi-tatakse tänavate ja kiviteede prügitamiseks, ehitusmaterjaliks, mälestussammasteks jne. Vahelduva kuumuse mõjul mureneb, mispärast teda ei tarvitata tulekolletes. Põletamise abil lõhutud kivide ilmastikukindlus on väiksem kui lõhkeainetega lõhu-tud kividel.

Kvartsporfüür koosneb samadest mineraalidest, kuid tema põhimass on ühtlane, milles palja silmaga ei näe kris-talle. Selles leidub üksikuid suuremaid kristalle. Põhimassi värv on punakas, vahelt hall või rohekas. Kvartsporfüür on pinnal tardunud.

Basalt on mustjas tiheda põhimassiga kivim, milles leidub üksikuid suuri kristalle. On tekkinud pinnal tardudes.

Pimskivi on vulkaanide tegevusel tekkinud laava vaht, mis on tardunud enne, kui gaasid jõudsid eralduda. Tarvita-takse puidu poleerimisel.

Asbest on pehme kiuline mineraal, mis kiududeks laseb lahutada. Valmistatakse sellest tulekindlat asbestpappi, -nööri ja riidet. Keemiliselt on ta silikaat.

Setekivimid. Setekivimid esinevad kihiliste lademetena. Nad on tekkinud neid moodustavate ainete settimisel veest või õhust. Sellest on tingitud nende kihiline ehitus. Lademete alguses horisontaalne seis on tihti muutunud aluspinna liiku-mise tõttu.

Setekivimid on tekkinud tardkivimite murenemissaadustest. Tardkivimid murenevad pikema aja vältel temperatuuri vaheldumise, vee ja õhu mõjul. Tardkivimit moodustavate kristallide soojuspaisumine on erinev. Temperatuuri järskuldel muutumistel tekivad kristallide vahele karvpraod, mis ilmastiku mõjul suurenevad, kuni üksikud tükikesed lahti murduvad. Jämekristalsed kivimid murenevad kergemini, kuna peenkristalsed on palju püsivamad.

Samuti lagunevad kivimid keemiliselt vee, süsihappe ja orgaaniliste ainete mõjul. Mõned koostisosad lahustuvad vees või laguvad keemiliselt, kuna püsivamad osad jäävad järele. Lahetised tükid vee või tuule poolt edasikantuna hõõrduvad ja murenevad ikka peenemaks. Vesi või tuul kannab nad kokku, moodustades lademe.

Sellisel mehaanilisel teel tekkinud setekivimeist on tuntuim liiv. Ta koosneb peamiselt kvartsiteradest, mis on tekkinud graniidi murenemisel; sisaldab mõningal määral ka teiste mineraalide tükikesi. Liiva kollakas või punakas värvus oleneb rauaühendeist. Puhas kvartslüiv on valge. Seda tarvitatakse klaasitööstuses. Liiva tarvitatakse peamiselt ehitustel sidesegude ja ehituskivide valmistamiseks. Ehitusliiva leidub igal pool. Lihtsamate klaasisortide valmistamiseks eelistatakse Petseri lähedal leiduvat valget liiva.

Liivakivi koosneb peenikestest liivateradest, mis savi või mõne muu sideaine abil liitunud ja maa- või veekihtide raskuse mõjul on tihedasti kokku surutud. Liivakivi peenemaist ja kõvemaist liikidest valmistatakse käiu, tahke ja luiske lõikeriistade teritamiseks. Tarvitatakse ka ehituskivideks. Lõuna-Eesti aluspinnas leiduv liivakivi on kasutamiseks pehme.

Sau on peamiselt põldpagude ja vilkkivi murenemise saadus. Keemiliselt on ta alumiiniumsilikaat. Puhas sau on valge; tuntakse ka oliini nime all. Seda tarvitatakse tulekindlate kivide valmistamiseks.

Saviks nimetatakse peenikest liiva ja teisi lisandeid sisaldavat saue. Neist lisanditest oleneb savi värv ja muud omadused. Savi tarvitatakse telliskivide, savinõude, portselani ja tsemendi valmistamiseks.

Keedusool, kips ja paljud teised soolad on keemilised setekivimid. Maapinnast läbiimbuv vesi lahustab kõiki lahustuvaid aineid ja viib neid lõpuks merre või järve. Kui vesi neist küllastub, siis hakkavad soolad põhja sadenema ja moodustavad aegamööda lademed. Lahtises meres seda ei toimu, seal on vesi sooladega küllastusest kaugel (meres on keedusoola 2,5 – 2,7 ‰). Sadenemine toimub järvedes ja lahtedes, mis merega kitsa väina kaudu ühenduses ja milledest vee auramine on suur. Äraaurava vee asemele voolab merest ja jõgedest uut vett, soola hulk vees suureneb, kuni ta lõpuks põhja sadenema hakkab. Nii on tekkinud keedusoola, kipsi ja teiste soolade lademed, mis õige paksud võivad olla. Näiteks Wieliczka on keedusoola lademe paksus 1200 meetrit.

Lubjakivi (paekivi) on tekkinud meres elutsevate väikeste loomakeste skelettidest ja karpidest. Need sadenevad merepõhja, kuni neist terved lademed kogunevad ja veesurve mõjul kivimiks moonduvad. Selleks aitab kaasa ka veest otseselt sadenev süsihappeline lubi ja teised lisandid, nagu savi, liiv jne. Lubjakivi värvitoon oleneb lisanditest. Lubjakivi sademed on tihti mitme meetri paksused ja vahelduvad sageli teiste kivimite kihtidega. Lubjakivi vastupidavus ilmastiku mõjule on õige kõikuv. Mõne lademe kivimid on hästi vastupidavad, teised kivid kalduvad aga murenemisele. Kihtide paralleelpinnal toimub murenemine palju hõlpsamini kui ristpinnal.

Lubjakivi leidub looduses suurel määral lademetena. Põhja-Eestis ja saartel on lubjakivilademed maapinna lähedal. Mõnedes maades moodustavad nad mäestikud, näit. Balkani mäestikud.

Lubjakivi tarvitatakse ehitusmaterjaliks, lubjapõletamiseks, tsemendi ja klaasi valmistamiseks, rauasulatuse ahjudes, paberitööstuses jne.

Marmorit leidub peamiselt Itaalias. Ka Eestis nimetatakse mõnda puhtamat lubjakivi liiki marmoriks, näit. Saaremaa ja Vasalemma marmorid. Marmorit tarvitatakse ehituste juures, kujude raiumiseks ja elektrotehnikas isolatsioonainena.

Kriiti kasutatakse tehnikas poleerimise ja puhastamise vahendina ning kiti valmistamiseks. Eestis leidub kriiti vähesel määral Tapa lähedal.

Setekivimid on enamikus tekkinud meredes, veesurve mõjul ja pärastisel merepõhja tõusmisel kindelmaaks saanud. Palju selliseid setekivimeid asub veel merepõhjas.

Moonekivimid. Moonekivimeid arvatakse olevat tekkinud tard- kui ka setekivimeist suure surve ja kõrgema temperatuuri mõjul pikema aja vältel. Tuttavam neist on meil gneiss (varesekivi). Gneisil on sama koostis kui graniidil, kuid kristallid on korraldunud kihtidena. Gneissi peetakse graniidi kõrval vanemaks kivimiks. Teda leidub samades kohtades kui graniiti. Et moonekivimid on kristalsed ja enamik neist kiltja ehitusega, siis kutsutakse neid sageli kristall-kiltkivimeiks.

37. Savitööndus.

Telliskivid. Kivimeid tarvitatakse palju tule- ja ilmastiku-kindla ehitusmaterjalina. Igal pool ei leidu küllaldaselt määral nõutavate omadustega kivimeid. Seepärast valmistatakse nõutavate omadustega kunstlikke kive. Tähtsamad kunstlikud kivid on mitmesugused põletatud savikivid (telliskivid).

Telliskivide toormaterjaliks on savi. Veega segades savi muutub pehmeks sitkeks taignaks. Sellest võib vormida mitmesuguseid kehi, mis kuivavad õhus kõvaks. Kuumutades savieset (kivi) kõrgema temperatuurini, saadakse sellest kõva keha, mis vee mõjul enam pehmeks ei muutu. Harilik savi koosneb mitmesuguse sulamistemperatuuriga ühendeist. Põletamiskuumuse juures madalama sulamistäpiga ühendid sulavad ja liidavad raskemalt sulavad ühendid omavahel kokku, millejuures ka mõningad keemilised reaktsioonid toimuvad. Rohkem kuumutatud kivil tekib ka rohkem kokkusulanud aineid, mistõttu kivid kõvemad, klaasitaolisemad saavad.

Telliskivi savi peab vähe liiva sisaldama; selle puudumisel segatakse vähe peenikest liiva juurde. Vormitud ja kuivatatud kivid põletatakse erilistes ahjudes 800° – 1000° juures. Kõvasti põletatud kivid on tumedad ja helisevad löömisel; on ilmastiku suhtes püsivad. Vähempõletatud kivid on värvuselt heledamad, tumeda kõlaga ja murenevad ilmastiku mõjul.

Klinkerkivid on õige tihedad, klaasitaolise välimusega. Klinkerkivide savile on lisandatud kergemalt sulavaid lisandeid ja nad on kõvasti põletatud. Klinkerkivid on ilmastikukindlad.

Tulekindlate šamottkivide valmistamiseks tarvitatakse võimalikult puhast saue – kaoliini tema kõrgema sulamistäpi tõttu. Puhta kaoliini sulamistäpp on 1770° . Tulekindlaks loetakse savi, mille sulamistäpp on üle 1580° . Tulekindlaid šamottkive valmistatakse mitut sorti. Eestis leidub tulekindlat (sulamistäpp umb. 1600°) savi vähesel määral Võrumaal (Põlvas) ja Petserimaal.

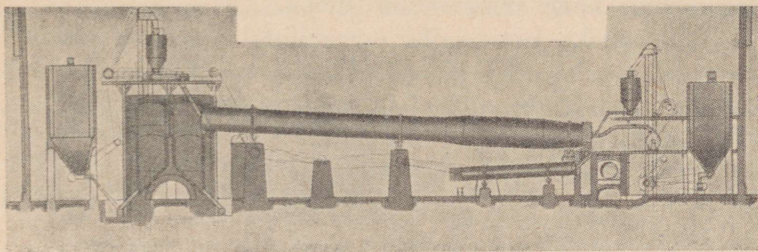
Savikaubad. Savist valmistatakse veel mitmesuguseid savi-esemeid. Harilikke savinõusid (kausse) valmistatakse harilikust rasvasest (ilma liivata) savist. Põletamisel muutuvad savinõud urbseks. Et urbeid savinõusid veekindlaks teha ja neile ilusamat välimust anda, kaetakse nad vaabaga (glasuuriga). Vaap koosneb pliiühendite või kaoliini, põldpao ja kvartsi segust. Ennem kõvaks põletatud ese kaetakse vaaba seguga ja kuumutatakse ahjus, kuni vaabasegu sulama läheb ja eseme pinnale klaasitaolise kihi moodustab.

Portselani saadakse kaoliinist põldpao ja kvartsi lisandusega. Tema pind on klaasine ja õhukesed killud lasevad valgusekuma läbi. Fajanss- ja kivikaubad valmistatakse puhutamast ja tulekindlamast savist kui harilikud savinõud.

39. Tsement.

Tsementi valmistatakse lubjakivi ja savi segust. Lubjakivi võetakse portlandtsemendi jaoks umbes 75% ja savi 25%. Juhul kui lubjakivi sisaldab savi või savi lubjakivi, võetakse neid sellises vahekorras, et põhiainete vahekord jääks samaks. Toorained peenendatakse ja segatakse vastavais seadistes. Valmistatud segu põletati varemalt ahjudes telliskivitaoliste tükkidena. Praegusel ajal toimub põletamine tiirlevais toruahjudes. Toruahi on 2 – 4 m läbimõõduga 50 – 100 m pikk toru, mis seest on vooderdatud tulekindlate kividega. Längus toruahju ülemisest otsast lastakse märg segu sisse, kuna alu-

misest otsast köetakse pulbrilise kütteainega (koksipulbriga, Eestis põlevkivi pulbriga) ja küttegaasid läbistavad ahju. Ahju tiirlemisel segu veereb allapoole kuivades ja kuumenedes kuni pehkimiseni (sulamise algus) $1400^{\circ} - 1500^{\circ}$ juures. Ahjust



Joon. 28. Toruahi tsemendi põletamiseks.

väljub tsement väikeste hõõgivate kuulikestena, mis peale teatavat seismist kuulveskeis peenendatakse. Tsemendi headus oleneb kaunisti tema peenusest.

Veega segatult tsement hakkab tarduma 1 – 2 tunni pärast ja muutub kõvaks mõne tunni jooksul. Lõplik kõvenemine kestab kaua (üle aasta), esimestel päevadel kiiremini, hiljem aeglasemalt.

Tsemendi põletamisel tekivad kaltsium- ja alumiiniumsilikaadid. Veega segamisel ühinevad nad veega ja muutuvad kõvaks aineks, mis seob ka täidisained (liiva ja kivi puru) omavahel.

Sel menetlusel saadud tsementi nimetatakse portlandtsemendiks. Romaantsement saadakse lubjavaesema segu põletamisel madalama temperatuuri juures. Romaantsement siduneb kiiremini, jääb aga nõrgemaks. Tsementi valmistatakse ka raua kõrgahjude räästust.

39. Orgaanilised ained.

Orgaanilisteks aineiks loetakse kõiki elavas looduses tekkinud aineid, mis sisaldavad süsinikku.

Seni tundmaõpitud umb. 400 000 ühendist on 90% süsinikuühendid.

Kaua aega arvati, et orgaanilisi aineid ei saa kunstlikult valmistada. Uuemat ajal on õnnestunud paljusid orgaanilisi ühendeid kunstlikult valmistada.

Orgaaniliste ühendite tähtsam üldine omadus on nende lagunemine kõrge temperatuuri mõjul.

Tähtsamaiks koostisosiks orgaanilistel ainel on süsiniku kõrval vesinik, hapnik ja lämmastik, kuna muid lihtaineid leidub vähemal määral. Orgaaniliste ühendite molekulis on harilikult mitu süsiniku aatomit.

Tähtsamad orgaaniliste ainete liigid on: tselluloos, tärklis, suhkrud, alkoholid, orgaanilised happed, rasvad ja valgud.

Tselluloos, tärklis ja suhkrud. Tselluloos, tärklis ja suhkrud nimetatakse üldiselt veel süsivesikuiks põhjusel, et suurema hulga nende ainete molekulides vesiniku ja hapniku aatomid samas vahekorras esinevad nagu vees.

Tselluloos on kiudaine, millest koosnevad taimerakkude seinad. Puuvill on peaaegu puhas tselluloos, kuna lina, kanepi jt. kiud sisaldavad rohkem kõrvalaineid. Kuivas puitaines on tselluloosi umbes pool, kuna teise poole moodustavad mitmesugused ühendid ligniini üldnimetuse all. Tselluloosi toodetakse puidust suurel määral. Tselluloosi saamiseks tuleb puidust ligniin ja teised ained eraldada. Selleks keedetakse peenendatud puitu kateldes rõhu all kas kaltsiumbisulfiidi lahusega (sulfittselluloos) või seebikivi lahusega (naatron- ehk sulfaattselluloos) ja pestakse saadud tselluloos kuuma veega läbi. Puhas tselluloos on valge, lõhnata ja maitseta aine.

Tselluloosi tarvitatakse peamiselt paberi valmistamiseks. Kontsentreeritud väävel- ja lämmastikhappe seguga mõjutades (nitreerides) saadakse tselluloosist nitrotselluloos, mis on tuntud lõhkeainena pürok-süliini nime all. Nõrgemalt nitreeritud nitrotselluloosi ja kampru segust valmistatakse kõrge temperatuuri ja rõhu abil tselluloidi. Seda kasutatakse filmilindi ja mitmesuguste ilu- ja tarbeasjade valmistamiseks. Tselluloid on tuleohtlik tema kerge süttivuse ja väga suure põlemiskiiruse tõttu. Viimasel ajal tarvitatakse tema asemel (eriti kitsasfilmi valmistamiseks) vähemtuleohtlikku atseettselluloosi (tselluloosi ja äädikhappeühend) ja tsellooni (atseettselluloosi segu kampriga).

Nitrotselluloosi tarvitatakse ka lakkide (nitrolakid) valmistamiseks.

Töötades tselluloosi ümber sööbenaatriumiga ja pärast seda väävel-süsinikuga, saadakse siirupitaoline mass – viskoos, mis pressitakse läbi juuspeente augukeste erilisse soolade lahusesse, kus viskoosijoakesed tarduvad läikivaks kunstiidi – viskoossiidi kiududeks. Kunstsiidi valmistatakse tselluloosist veel teiste menetluste järgi.

Tärklis on lõhnata ja maitseta valge pulber. Tärklist leidub suu-remal määral paljude taimede (rukki, nisu, riisi jne.) viljades ja juurviljades

(kartulid jt.). Tärklis saadakse kartulite ja viljaterade peenendamise ja veega läbiuhtumise teel. Joodi mõjul värvub tärklis siniseks.

Külmas vees tärklis ei lahustu, kuumas (üle 60°) muutub klištriks, mida kasutatakse liimimiseks. Üle 160° kuumutades muutub tärklis kollaseks aineks – dekstriiniks. Seda kasutatakse liimiks ja riide täitmiseks (apretuuriks). Leiva ja saia kooriku pruun värv on põhjustatud dekstriinist. Tärklis on tähtsam osa toitaineis.

Suhkruid on olemas mitu. Nad on valged vees lahustuvad ained, enam või vähem magusa maitsega. Neid leidub enamasti marjades ja puuviljades, mõnedel taimedel ka muudes osades. Harilikku tarvitavat suhkrut nimetatakse keemias roosuhkruks (sahharoosiks). Seda saadakse suuremal määral suhkrupilliroost ja suhkrupeetidest.

Linnasesuhkur (maltoos) tekib viljaterades idanemisel.

Piimas leiduv piimasuhkur (laktoos) on roosuhkrust vähem magus.

Keemiliselt koostiselt need suhkrud on sarnased ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

Marjades ja puuviljades esinevad marja- ja puuviljasuhkur. Esimene on roosuhkrust vähem magus, teine magusam. Need suhkrud tekivad ka roosuhkru keetmisel lahja väävelhappega:

$C_{12}H_{22}O_{11}$ (roosuhkur) + $H_2O = C_6H_{12}O_6$ (marjasuhk.) + $C_6H_{12}O_6$ (puuviljasuhkur).

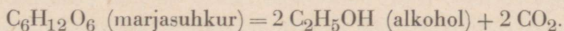
Seega roosuhkru molekul laguneb vett keemiliselt sidudes marja- ja puuviljasuhkru molekulideks. Sellist mõne ühendi molekuli lagunemist vähe- maiks molekulideks koos vee sidunemisega nimetatakse üldiselt hüdro- lüüsiks.

Marja- ja puuviljasuhkur on keemilise koostise poolest sarnased. Neid nimetatakse üldiselt ka lihtsuhkruks.

Tärklise keetmisel lahja väävel- või soolhappega hüdrolyseerub see lõpuks marjasuhkruks. Tärklis hüdrolyseerub ka viljaterade idanemisel tekkiva diastaasi ja inimese ning loomade seedimismahlade toimet; see- pärast muutub leib närides magusaks.

Kui tselluloosi hapetega keeta, hüdrolyseerub see samuti, andes lõpuks marjasuhkru. Seega on võimalik puidust suhkrut valmistada.

Alkoholid. Lahjades suhru lahustes tekib mitmesuguste pärmi- ja hallitus- seente toimet käärimine. Tähtsaim neist on alkoholne käärimine. Alko- holisel käärimisel marjasuhkur laguneb pärmiseente toimet harilikuks (etüül-) alkoholiks ja süsihappe- gaasiks:



Roosuhkur ja tärklis pärmiseente toimet otseselt ei kääri, vaid muude- takse ennem hüdrolyüsi teel lihtsuhkruks. Nii muudetakse viljaterades leiduv tärklis nende idanemisel tekkiva diastaasi toimet marjasuhkruks. Kartulitärklise hüdrolyseerimiseks lisandatakse keedetud kartulipudrule lin- naseid (mis diastaasi sisaldavad).

Käärimise teel valmistatakse peale hariliku etüülalkoholi (piirituse) ka teisi alkoholeid jookse, nagu õlut, veini jne.

Etüülalkoholi valmistatakse peamiselt kartuleist, teraviljadest ja muist tärklis sisaldavaist aineist.

Etüülalkohol lahustab rasvu, taimeõlisid, vaike, joodi jne.

Suurem osa alkoholi kasutatakse alkoholsete jookide valmistamiseks. Tööstuses kasutatakse seda lakkide ja polütuuride, lõhnaõlide, tinktuuride ja mitmete arstimite valmistamiseks. Viimasel ajal tarvitatakse seda kunstliku kautšuki valmistamiseks ja bensiiniga segatult mootorite põletusaineks.

Teisi alkohole tekib käärimisel vähesel määral. Need eraldatakse etüülalkoholist destilleerimise teel ja kutsutakse üheskoos puskarõlks.

Tähtsam alkohol on veel puupiiritus ehk metüülalkohol. Teda saadakse peamiselt puidu utmisel tekkivast tõrvaveest. Puupiiritus lahustab rasvu ja vaike. Tarvitatakse peamiselt lakkide valmistamiseks.

Alkoholide hulka kuulub ka glütseriin $C_3H_5(OH)_3$. Saadakse rasvadest seebi keetmisel ja küünalde valmistamisel.

Orgaanilised happed. Orgaanilised happed evivad üldiselt samu omadusi kui anorgaanilised happed, kuid nõrgemal kujul. Nad ühinevad alustega ja keemiliselt aktiivsemate metallidega, tekitades sooli. Kontsentreeritud orgaanilised happed mõjuvad mõningal määral sööbivalt muile aineile.

Tuntuim ja tähtsaim orgaanilistest happeist on äädikhape CH_3COOH . Puhas äädikhape (jää-äädikas) tardub $+16^{\circ}$ juures ja keeb $+118^{\circ}$ juures. Müügil olev kangem hape on 80 0/0-ne. Äädikhape seguneb veega igas vahekorras.

Äädikhapet saadakse puidu utmisel (tõrvaveest). Äädikhape tekib ka lahjades alkoholilahuseis etüülalkoholi hapendumise (käärimise) teel. Viina- ehk veiniäädikas saadakse lahjast viinast või veinist käärimise teel. Äädikhapet tarvitatakse maitseainena, toiduainete konserveerimiseks, kunstiidi ja värvide valmistamisel.

Teised orgaanilised happed on vähese tähtsusega.

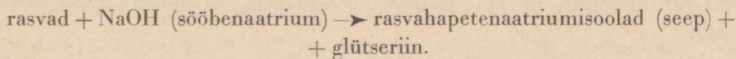
Rasvad ja õlid. Rasvad ja õlid moodustavad ühise rühma. Rasvadeks nimetatakse harilikul temperatuuril tahkeid ja püdelaid, õlideks vedelaid rasvaineid. Rasvaineid saadakse suuremal määral loomariigist, vähesel määral ka taimeriigist.

Rasvad ja õlid vees ei lahustu. Vedelas olekus veega hästi segatud, moodustavad nad emulsioonid (mis koosnevad üliväikestest vees hõljuvatest õlipiisakestest). Hästi lahustuvad rasvad ja õlid bensiinis, alkoholis, eetris ja väävelsüsinikus. Neid lahustusvahendeid kasutatakse sageli rasvade ja õlide eraldamiseks nende tooraineist ja puhastamiseks. Samuti kasutatakse neid riiete või esemete puhastamiseks rasvadest ja õlidest. Rasvu ja õlisid tarvitatakse rohkesti toiduaineks. Tööstuses tarvitatakse rasvu seepide, küünalde ja määrdeainete valmistamiseks. Kuivavaist lina- ja kanepiseemneõlidest valmistatakse värnitsat. Selleks

keedetakse õlisid plii- või mõne teise metallhapendiga, mis õlide kuivamist kiirendavad.

Keemilise koostise poolest on rasvad rasvahapete ja glütseriini ühendid.

Rasvad lagunevad kangete mineraalhapete (näit. väävelhape, soolhape) ja ülekuumendatud veeauru mõjul ning annavad vett sidudes rasvahappeid ja glütseriini. Keetes rasvu alusega (näit. sööbenaatriumiga) lagunevad nad, seejuures alus reageerib rasvahapetega ja tekitab seebi:



Rasvade lagunemist nimetatakse üldiselt seebistumiseks, kuna rasvahapete soolad üldiselt seebiks kutsutakse. Harielikud tahked seebid keedetakse sööbenaatriumiga (seebikiviga) loomarasvast, paremad seebid taimerast. Söõbekaaliumiga (KOH) keetes saadakse määride- (roheline) seep; tarvitatakse selleks linaõli või traani.

Seepi tarvitatakse pesemiseks. Vees lahustunud seep suurendab pestavate esemete märguvust vee suhtes ja soodustab pestaval pinnal leiduvate rasvade emulsiooniks muutumist, kuna seebi vaht soodustab mustuse ja rasva kõrvaldamist.

Seebi lahusele lubjavee lisandamisega tekib räitsaline sade – lubjaseep, mis ei lahustu vees. Vee loksutamisel ei teki vahtu, kuna seep ühineb eeskätt lubjaga. Seepärast kulub kalgi veega pesemisel seepi rohem, sest lahustumatu lubjaseep ei võta pesemisest osa. Kalgile pesuveele lisandatakse seebikivi või soodat, mis vees lahustunud lubjakivi ja kipsi välja sadestavad (vt. kaltsium).

Valgud. Valgud on oma nimetuse saanud lindude munades leiduvast munavalgest, kus nad looduses kõige puhtamal kujul esinevad. Nad moodustavad organismide kudedes tähtsama ja tarvilikuma sisuosa, protoplasma, milleta orgaaniline elu pole võimalik.

Valgud koosnevad peamiselt süsinikust, vesinikust, hapnikust ja lämmastikust, sisaldades vähemal määral väävlit ja mõnikord ka fosforit. Valkude molekulid on väga suured, koosnedes arvatavasti mitmest tuhandest aatomist. Valkudest koosneb rakkude protoplasma.

Valkudest omab tehnilist tähtsust piimas leiduv kaseiin. Kaseiin sadeneb piimas selle hapendamisel või hapete mõjul («paks piim»). Segades kustutatud lubjaga ühineb kaseiin sellega, tekitades vees lahustumatu ühendi. Seepärast kasutatakse kooritud piima lubjavärvides sideaineks ja ka lubjakrohvi tegemisel. Kaseiin on ka mõnedel värvidel (proteiinvärvid) sideaineks. Külmlüümis on kaseiin peakoostisosaks.

Formaliiniga mõjudes saadakse kaseiinist kunstsarve (galaliiti), mida kasutatakse väga mitmesuguste esemete valmistamiseks.

Nahas ja kondis leiduvad valgud muutuvad keetmisel vees lahustuvaks liimiks, mida puhtal kujul nimetatakse želatiiniks.

40. Värvained.

Värvained oma päritolult jagunevad anorgaanilisteks ja orgaanilisteks ühenditeks. Anorgaanilised värvid on värvilised metallühendid ja mineraalid, mis leiduvad looduses või valmistatakse kunstlikult. Orgaanilised värvid on keerulise koosseisuga ja on suures enamuses kunstlikult valmistatud.

Tarvituse viisi järgi jagunevad värvid kattevärvideks ja immutusvärvideks. Kattevärvid kantakse mõne sideaine (värnits, lakk, liim jne.) abil eseme pinnale nii paksult, et see pinna täiesti katab. Sellesse liiki kuuluvad kõik puidu ja metallpindade kattevärvid. Immutusvärvid imbuvad värvitava eseme pinnasse ilma seda katmata. Immutusvärvide hulka kuuluvad kõik puidu peitsvärvid ja riidevärvid.

Kattevärvide ülesandeks on: 1) anda esemeile ilusamat ja soovitud välimust värvi poolest ja 2) kaitsta aluspinda ilmastiku ja niiskuse mõjul kõdunemise (puit) ja hapendumise (metallid) eest.

Immutusvärvid peavad esemeile soovitud värvitooni andma.

Värvide tähtsamad tehnilised omadused on nende kattevõime ja värvitooni püsivus valguse, ilmastiku ja muude esinevate mõjude all.

Mineraalvärvid. Anorgaanilised värvid on osalt mineraalidest valmistatud, mispärast neid üldiselt mineraalvärvideks nimetatakse. Tarvitusviisi poolest kuuluvad nad suures enamikus kattevärvide hulka.

Keemilise koostise poolest jagunevad nad metallühendeiks ja värvilisteks mineraalideks.

Metallühendeist koosnevad värvid valmistatakse suuremalt osalt kunstlikult, nagu plii- (tina-) ja tsinkvalge, plümennik, kroomkollane jne. Mõned leiduvad ka looduses mineraalidena, näit. kinnaver.

Päris mineraalvärvid (värvimullad) saadakse looduses leiduvate värviliste mineraalide peenendamisel ja osalt ka keemiliselt töötlemisel. Ookritel on põhiaineks savi, millele värvi annavad rauaühendid (raudhapendid). Värvitoon oleneb raua-

ühendite rohkusest; seda võib ka kuumutamise teel muuta tumedamaks. Mõnda värvimulda, mida ei leidu looduses, valmistatakse kunstlikult, töödeldes valget savi või muud taolist ainet mõne suure kattevõimega mineraal- või orgaanilise värviga, mis annab soovitud värvitooni.

Suurem osa mineraalvärve pleegib valguse ja ilmastiku mõjul. Täiesti püsivad on tsinkvalge, koobaltsinine ja mõned mustad värvid. Pliivalge muutub eluruumides kollakaks.

Kõiki värve, eriti heledaid, ei või omavahel segada; võivad tekkida keemilised reaktsioonid mõnede värvainete vahel, mistõttu ka värvitoon muutub. Kergemini tuleb ette seda pliija elavhõbedavärvide juures, kuna ookrid ja teised värvimullad selles suhtes on püsivad.

Keemilisel teel valmistatud värvid on hästi peeneteraliseks ja seetõttu suure kattevõimega, näit. pliivalge, pliimennik, ultramariin, kroomkollane jt. Mineraalide peenendamisel saadud värvid on jämedateralisemad ja vähema kattevõimega, näit. ookrid ja teised värvimullad.

Mineraalvärvidest on pliivalge (tinavalge), tinamennik, kroomkollane, kinnaver ja suurem osa rohelist värve mürgised, mis pärast nende kasutamisel tuleb olla ettevaatlik.

Orgaanilised värvid. Orgaanilised värvid valmistatakse peamiselt kunstlikult. Looduslikke värvaineid leidub mõnedes taimedes, kust neid eraldatakse keetmise või leotamise teel. Looduslikest värvidest on tarvitamist leidnud sinipuu ekstrakt, looduslik indigo, krapp, punapuu ekstrakt jt.

Kunstlikke värvaineid valmistatakse väga palju. Lähteaineks nende valmistamisel on kivisööetõrv. Kivisööetõrvast saadavast aniliinist, antratseenist ja muist aineist valmistatakse pea kõik värvained, mis pärast neid nimetatakse tihti tõrva- või aniliinvärvideks. Leiutatud värvainete hulk on väga suur, milledest kasutatakse ilusamaid, pleekimiskindlaid ja värvimisel lihtsamalt käsitletavaid värve. Neid tarvitatakse peamiselt kiudainete (riiete) ja nahkade värvimiseks ning ka puidu värvimiseks.

Orgaanilised värvid lahustuvad vees kas otseselt või mõne lisandi (happe, aluse või soola) mõjul. Orgaaniliste värvidega

värvimine toimub kahel teel: 1) värvide immutamise teel ja 2) värvainete tekitamise teel värvitavas pinnas.

Värvilahusega kokkupuutuvad kiud ja puit imavad värvaine lahust pikkamisi endasse, muutudes värvilisteks. Toimub samane nähtus kui kondisõe juures, mis vees lahustunud ainet (värvi) või õhus leiduvat niiskust ja gaasi imab. Mõned värvid jäävad ainesse kindlalt püsima, teised lasevad aga veega välja pesta. Mõni värv jääb ainult ühesse ainesse püsima, kuna teisest teda välja võib pesta. Näit. aniliinpunasega värvitud vill ja siid on värvikindlad, kuna puuvillast võib sama värvi peaaegu täielikult välja pesta.

Värvikindlus on tingitud värvaine keemilisest ühinemisest kiud- või puitaines leiduvate ainetega. Kõik värvid ei ühine aga värvitava ainega keemiliselt, millisel juhul võib värvi välja pesta.

Kui värvaine värvitava ainega kindlalt ei ühine, siis tekitatakse värvitavas aines lahustumatu värvaine. Lahustumatud värvid tekivad põhivärvaine ühinemisel mõne ainega (näide: berliini sinise tekkimine). Värvitav ese immutatakse esiti niinimetatud peitsiga (peitsitakse) ja asetatakse siis värvaine lahusse. Värvaine ühineb eseme kiududesse (või rakkudesse) tunginud peitsiga, tekitades vees lahustumatu värvi, mida ei saa kiududest välja pesta. Sel teel saadakse pesemiskindlaid värve.

Ka mööblipuidu värvimine toimub tihti samal põhimõttel. Näit. tõmmatakse laud esiti värvitu tanniinilahusega üle, jättes osa lauda kuivaks. Kui peale kuivamist tõmmata lauda kaaliumbikromaadi ja vaskvitriooli lahusega üle, tekib tanniini lahusega immutatud puidu pinnas pruunikas värv, kuna immutamata puit värvub nõrgalt kollaseks. Mõned puud (näit. tamm) sisaldavad looduslikku peitsainet (parkhapet) mõningal määral, mistõttu peitsimine võib jääda ära. Samal põhjusel läheb tammepuit soos seismisel mustaks, kuna parkhappe ühinemisel soovees leiduvate rauaühenditega tekib must värvaine. Ka mõni tindisort on parkhappe ühend rauaga.

Mööblipuidu värvimisel kasutatakse ka rohkesti immutusvärve, millega on kergem saada soovitud värvitooni.

Metallide värvimine (oksüdeerimine). Metallide pindvärvimine toimub sel teel, et lastakse metalli pinnale mõjuda selliseid aineid, mis metalliga reageerides tekitavad värvilised ja metalli pinnal kindlasti püsivad ühendid.

Lihtsaim viis metallide värvimiseks (oksüdeerimiseks) on kuumutamine. Kuumutamisel tekib metalli pinnale värviline metallhapendi (oksüüdi) kiht, mille värvitoon oleneb metallist ja kuumutamistemperatuuri kõrgusest. Näit. raual tekivad kuumutamisel värvid alates 220° kuni 330° järjekorras: helekollane, tumekollane, pruun, punane, violetne, tume- ja helesinine, sinakashall ja hall ning kõrgema temperatuuri juures tumehall. Must värv tekib raual mõne taimeõliga määritud pinna kuumutamisel. Kui eset pole sobiv kuumutada (näit. karast. teras), siis mõjutatakse eseme pinda eriliste segudega. Näit. teras-esemel tumehalli värvi saamiseks pistetakse terasese esiti kuuma vette, siis 10% kaaliumbikromaadi ($K_2Cr_2O_7$) lahusesse, lastakse kuivada ja kuumutatakse tule kohal ettevaatlikult. Seda korratakse seni, kuni saadakse soovitud värvitoon. Muude värvide saamine raual ja muude metallide oksüdeerimine toimub samuti erisegude abil. Näit. messingit võib kergesti pruuniks värvida 10% ammoniaagis lahustatud süsihappuse ($CuCO_3$) lahusega. Kuna vasel on kergem soovitud värvitooni saada, siis tihti raudesemed vasetatakse enne üle. Karastatud terase oksüdeerimine on õige raske.

41. Määrdeained.

Määrdeainete ülesandeks on mehhanismide liikumisel esinevat hõõrumist, jõukulutust ja liikuvate osade kulumist vähendada. Liikuvad osad (võllid, laagrid jne.) pole kunagi täiesti siledad, vaid neil leidub alati mikroskoopilisi konarlusi, mis liikumisel üksteise vastu libisedes tekitavad hõõrumist. Määrdeaine peab liikuvate pindade vahele tungima ja neid üksteisest lahutama, nii et pinnad ei puutuks liikumisel kokku, vaid libiseksid määrdeaine kihti mööda. Selleks peavad määrdeained küllalt paksud olema, et

kanda liikuva osa survet liikumisel. Teiseks peavad määrdeained väikese sisemise hõõrumisega olema ja kolmandaks määritavate pindadega hästi liituma. Lõpuks peavad määrdeained olema keemiliselt püsivad: ei tohi ise tarvitamisel laguneda ega sööbivalt mõjuda laagrimetallidele.

Kõiki neid omadusi on raske määrdeaines korraga leida. Näit. vähema sisemise hõõrumisega (viskositeediga) õlid on vedelamad ja kannavad vähem survet. Praktiliste kogemuste ja laboratoorsete katsete põhjal on välja töötatud rohkesti määrdeainete sorte vastavalt mitmesugustele määrimistingimustele. Kergeile ja kiirelt liikuvaile osadele tarvitatakse vedelaid, raskeile ja aeglaselt liikuvaile osadele paksemaid määrdeid.

Päritolu järgi jagunevad määrdeained kolme liiki: 1) mineraalõlid, 2) orgaanilised õlid ja rasvad ja 3) kunstlikud määrdeained.

Mineraalõlid saadakse peamiselt maaõlist (naftast), millest on bensiin, petrool ja kütteõlid kuni 330 °-ni välja destilleeritud. Sellest nn. masuudist destilleeritakse masinaõlid välja ülekuumendatud veeauru abil vaakuumis ja eraldatakse järkjärgulise jahutamise teel. Ülekuumendatud auruga vaakuumis destilleerides saadakse paremate määrimisomadustega määrdeõlid (kuna harilikul destilleerimisel nad osalt laguneksid). Tahked parafiinid eraldatakse õlidest külmendamise ja järgneva väljapressimise teel. Järgnevalt puhastatakse õlid kergesti laguvaist (tõrvastuvaist) ühendeist kontsentreeritud väävelhappega ja seebikivi lahusega läbi pestes. Aurumasina silindriõli saamiseks destilleeritakse masuudist kergemalt keevad osad välja ja jääk puhastatakse tõrvastuvaist ühendeist samuti nagu kergemad õlid. Vaseliini valmistatakse samuti kui silindriõli, masuudist ilma destilleerimata, kuna puhastamine toimub filtrimise teel läbi söe ja teiste vahendite. Vaseliini kasutatakse määrdeainena ja arstiteaduses.

Määrdeõlide määramisel on tähtsamad järgmised õlisid iseloomustavad andmed; 1) erikaal, 2) viskositeet (vedelsus) ja 3) leektäpp; peale selle värvus ja reaktsioon (ei tohi olla hapu).

Tähtsamad masinaõli liigid.

Masinaõli liik	Erikaal	Viskositeet		Leektäpp
		20 ° C	50 ° C	
		juures		
Värtna- ja aurturbiiniõli	0,87 – 0,90	5 – 10		160 – 190 °
Kälmutusmasina kompres-				
sorõli	–	5 – 7		150 °
Transformaatorõli . . .	0,88 – 0,90	8		185 °
Kerge masinaõli . . .	0,90 – 0,92	10 – 25		190 – 220 °
Raske masinaõli . . .	0,91 – 0,94	25 – 40		200 – 250 °
Silindri- (aurumas.) õli .	0,90 – 0,95	20 – 60		250 – 320 °
Teljeõlid suvel	0,90 – 0,94	40 – 60	7 – 10	üle 160 °
„ talvel	„ „	25 – 45	4,5 – 7,5	üle 145 °

Värtnaõli tarvitatakse kiiresti tiirlevate völlide, kudumis- ja õmblusmasinate, jalgrataste ja muude taoliste masinaosade määrimiseks.

Kälmutusmasina kompressorõli tarvitatakse külmutusmasina õhupumba silindri määrimiseks.

Transformaatorõli kasutatakse elektri kõrgepingetransformaatorites isolatsioonainena.

Kergeid masinaõlisid (värvilt helekollased) tarvitatakse vähemate, kergete ja kiirelt liikuvate masinaosade määrimiseks.

Raskeid masinaõlisid (värvilt tumedad) tarvitatakse raskete ja aeglaselt liikuvate masinaosade määrimiseks.

Silindriõli tarvitatakse aurumasinate silindrite määrimiseks.

Teljeõli tarvitatakse vagunitelgede määrimiseks.

Tegelikult on määrideõli sorte väga palju. Iga suuremal hulgal tarvituseloleva masinatüübi (mootorid, veo- ja sõiduautod, lennukid jne.) jaoks on erilised määrideõli sordid saadaval; tihti suve ja talve jaoks eraldi.

Taimeõlid ja rasvad. Määrdeainena tarvitatakse ka taime- ja loomariigi päritoluga õlisid ja rasvu. Määrimisomadustelt on nad sageli paremad, kuid oluliseks puuduseks on nende keemiline lagunemine metallide ja õhu mõjul, mistõttu nad määrimisomadused kaotavad. Uhtlasi tekivad seejuures mitmesugused ained (rasvahapped jt.), mis mõjuvad metallidele sööbi-

valt ja rikuvad liikuvaid pindasid. Seepärast tarvitatakse neid määrdeainena vähe. Kasutatakse vähemtähtsais kohtades ja puitlaagreis.

Kunstlikud määrdeained. Kunstlikud määrded on püedlad rasvataolised ained. Tähtsamad neist on tavotid.

Keemiliselt on tavotid lubja- või naatriumseepide lahused mineraalõlides, ühes vähese vee, talgi, kipsi jm. lisanditega. Tavoti valmistamiseks sulatakse vajalikul hulgal rasva, rasvahapet või taimeõli poole osa vajaliku mineraalõliga katlas umbes 80° ja seebistatakse seebikivi või kustutatud lupja juurde lisades. Pärast seebistamist segatakse juurde teine osa mineraalõli ja teised lisandid ning segatakse hästi läbi.

Pehme, vaseliinitaoline tavott sisaldab naatriumseepi (harilik seep), kuna kollane kõvem tavott sisaldab lubjaseepi. Suurema surve all töötavate laagrite määrimiseks tarvitatavale tavotile lisandatakse veel talki, kipsi, grafiiti jm.

Vankrimäärded on samuti lubja- või naatriumseepide lahused mineraal- või tõrvaõlides. Valmistamine toimub samal viisil kui tavotil. Tarvitatakse selleks odavaid mineraal- või tõrvaõlised, vaiguõli või vaiku, traani, montaanvaha, värskelt kustutatud lupja või seebikivi, raskepagu (BaSO_4) ja tahma teatavais vahekordades.

Peale selle valmistatakse veel mitmesuguseid muid kunstlikke määrdeid eriotstarbeiks.

42. Lõhkeained.

Lõhkeained on keemilised ühendid või mitme aine mehaanilised segud, mis lõõgi, hõõrumise, kuumuse, tuleleegi, elektrisädeme, süüteplahvatuse või mõnel muul põhjusel väga kiirelt (momentaalselt) teisteks aineteks laguvad. Seejuures on tekkivate gaaside maht paljukordselt (kuni 10 000 korda) suurem algaine mahust. Gaaside maht suureneb veel plahvatusel tekkiva kõrge temperatuuri (püssirohul kuni 1000° , dünaamiidil kuni 4000°) mõjul. Lõhkeainega täidetud kinnises ruumis tekib plahvatamisel seetõttu väga suur rõhk (kuni üle 10 000 at), millest on tingitud paisuvate gaaside purustav ja paiskav toime. Plahvatusrõhu toimet kasutatakse lõhketöödel purustamiseks ja laske-riistades kuulidele või mürskudele liikumishoo andmiseks. Plahvatuse mõju on seda suurem, mida momentaansemalt plahvatus toimub. Plahvatuse kiiruse järgi liigitatakse lõhkeained purustavaiks ja paiskavaiks.

Purustavad ehk brisantsed lõhkeained on niisugused, millede plahvatus toimub nii kiirelt, et gaasid suure rõhu tõttu purustavad kõik eesolevad takistused.

Paiskavail ehk fugassilistel lõhkeaineil on plahvatus niivõrd pikaldane, et tekkivad gaasid jõuavad mõjuda kõige nõrgema koha peale ja sealt välja tungivad, eesolevat osa purustades või eemale paisates.

Esimest liiki lõhkeaineid kasutatakse purustustöödel, nagu kivide ja kändude lõhkumisel, ehitustöödel ja sõjatehnikas mürskudes ning miinides. Neid nn. brisantseid lõhkeaineid ei saa laskeriistades kasutada, kuna purustaksid laskeriista plahvatusel.

Teise liiki kuuluvad kõik laskeained (püssirohud), mis nende plahvatuse aegluse tõttu ei purusta laskeriista, vaid ainult tõukavad kuuli välja.

Osa lõhkeaineid plahvatab löögi, hõõrumise või tulesädeme mõjul (näit. must püssirohi, kaaliumkloraat). Teine osa ei plahvata löögist ega süütamisest, vaid teise lõhkeaine plahvatuse mõjul. Põlema süüdatult põlevad nad enam-vähem rahulikult. Sellised on enamvähem kõik rohkemtarvitavad lõhke- ja laskeained, nagu püroksüliin, meliniit, trotüül jne. Neid lõhkeaineid plahvatama panevaid süütelõhkeaineid nimetatakse *d e t o n a a - t o r e i k s*. Detonaatoritena tarvitatakse pauk-elavhõbedat ja tetrüüli.

Lõhkeaineist on rohkem tuntud ja tarvitatavad: dünaamiit, püroksüliin, meliniit, trotüül, kaaliumkloraat, amatool ja teised ammoonsalpeetrit sisaldavad lõhkeained. Laskeainetena kasutatakse musta püssirohtu ja suitsuta püssirohtu.

Must püssirohi on lõhkeaineist kõige vanem. Keemiliselt on ta puidusöe, väävli ja kaalisalpeetri mehaaniline segu. Umbkaudne koostis: kaalisalpeetrit 77 0/0, väävli 10 0/0 ja puidusütt 13 0/0. Plahvatusel süsi ja väävel põlevad kiiresti, saades selleks hapnikku kaalisalpeetrist.

Dünaamiidid on nitroglütseriini segud ränitustiga või kolloodiumpuuvillaga. Viimast ainet sisaldavat dünaamiiti nimetatakse ka *l õ h k e ž e l a - t i i n i k s*. Nitroglütseriin on õlitaoline vedelik, mida saadakse glütseriinist, seda kontsentreeritud väävel- ja lämmastikhappe seguga mõjutades.

Püroksüliin on keemiliselt tselluloosi ja lämmastikhappe ühend. Saadakse tselluloosi või puuvilla töötlemisel kange lämmastik- ja väävelhappe seguga.

Suitsuta püssirohi on samuti püroksüliin, mille brisantsus lisandite ja töötlemise abil on vähendatud.

Meliniit on kollane, tahke aine; valmistatakse seda karboolhapest.

Trotüül on kollane kristalne aine; valmistatakse seda kivisöe tõrvast saadavast toluoolist.

Paukelavhõbe on kristalne sool. Plahvatab löögi, hõõrumise, tule- ja elektrisädeme mõjul väga brisantselt. Tarvitatakse seda teiste lõhkeainete plahvatama panemiseks padrunite tongides ja sütikutes.

43. Tähtsamate lihtainete aatomi- ja erikaalude tabel.

Nimetus	Keemiline tähis	Aatomi-kaal	Eri-kaal	Nimetus	Keemiline tähis	Aatomi-kaal	Eri-kaal
Alumiinium .	Al	26,97	2,7	Magneesium	Mg	24,32	1,74
Antimon . . .	Sb	121,76	6,7	Mangaan . . .	Mn	54,93	7,3
Argoon	Ar	39,88	gaas	Molübdeen . .	Mo	96,0	10,2
Arseen	As	74,91	5,7	Naatrium . .	Na	23,0	0,97
Baarium	Ba	137,36	3,6	Nikkel	Ni	58,69	8,7
Boor	B	10,82	1,7	Osmium	Os	191,5	22,5
Broom	Br	79,92	3,1	Plaatina . . .	Pt	195,23	21,4
Elavhõbe . .	Hg	200,6	13,55	Plii (seatina) .	Pb	207,22	11,3
Fluor	F	19,0	gaas	Raadium	Ra	225,97	—
Fosfor	P	31,02	1,83	Raud	Fe	55,84	7,8
Hapnik	O	16,00	gaas	Räni	Si	28,06	2,35
Heelium	He	4,00	gaas	Strontsium . . .	Sr	87,63	2,6
Hõbe	Hg	107,88	10,5	Tantal	Ta	181,4	16,6
Iriidium	Ir	193,1	22,4	Tina	Sn	118,7	7,3
Jood	J	126,92	4,9	Toorium	Th	232,12	11,5
Kaalium	K	40,00	0,86	Tseerium	Ce	140,13	6,8
Kadmium	Cd	112,41	8,6	Tsink	Zn	65,38	7,1
Kaltsium . . .	Ca	40,08	1,55	Vanaadium . . .	V	50,95	5,7
Kloor	Cl	35,46	gaas	Vask	Cu	63,57	8,9
Koobalt	Co	58,94	8,8	Vismut	Bi	209,00	9,8
Kroom	Cr	52,01	7,1	Volfram	Wo	184,0	19,1
Kuld	Au	197,2	19,1	Väävel	S	32,06	1,96
Lämmastik . .	N	14,01	gaas				

Sisukord:

	Lk.
1. Füüsikalised ja keemilised nähtused	5
2. Mehaaniline segu ja keemiline ühend	6
3. Keemilised reaktsioonid	8
4. Õhk ja tema koostis	10
5. Hapnik	12
6. Vesi	15
7. Vesinik	22
8. Lihtained ja lihtained	24
9. Aine ehitus	26
10. Aatomikaal ja molekulikaal	27
11. Keemiline sümboolika	27
12. Happed, alused ja soolad	29
13. Ainete koostissuhted ja keemiline valentsus	32
14. Süsinik	33
15. Põlemine	41
16. Põletusained	44
17. Asfalt	57
18. Väävel. Väävelhape	58
19. Kloor. Soolhape ja keedusool	61
20. Lämmastik. Lämmastikhape. Ammoniaak	64
21. Fosfor	68
22. Räni. Klaas	68
23. Metallid. Metallidest üldiselt	71
24. Naatrium ja kaalium	73
25. Kaltsium	76
26. Magneesium	80
27. Alumiinium	80
28. Raud	82
29. Tsink	87
30. Tina	88
31. Plii	89
32. Vask	90
33. Elavhõbe	91
34. Hõbe, kuld ja plaatina	91
35. Elektrokeemia	93
36. Mineraalid ja kivimid	96

	Lk.
37. Savitööndus	101
38. Tsement	102
39. Orgaanilised ained	103
40. Värvained	108
41. Määrdeained	111
42. Lõhkeained	114
43. Tähtsamate lihtainete aatomi- ja erikaalude tabel	116

A
11 607
2/61002 i